59220/B/1

ÉLÉMENS
DE CHIMIE.

TOME I.

46531

ÉLÉMENS DE CHIMIE

APPLIQUÉE

A LA MÉDECINE ET AUX ARTS;

PAR M.-P. ORFILA,

Professeur de Médecine légale à la Faculté de Paris; Médecin par quartier de S. M.; Membre correspondant de l'Institut, de l'Université de Dublin, de Philadelphie, des Académies de Madrid, de Barcelonne, de Murcie, des îles Baléares, de Livourne, etc.

SECONDE ÉDITION,

REVUE, CORRIGÉE ET AUGMENTÉE.

TOME PREMIER.

A PARIS,

CHEZ CROCHARD, Libraire, rue de Sorbonne, n° 3; et cloître Saint-Benoît, n° 16.

1819.

WELLCOME
HISTORICAL
MEDICAL
LIBRARY

DE L'IMPRIMERIE DE FEUGUERAY,
rue du Cloître Saint-Benoît, n° 4.

A MON AMI

A. BÉCLARD,

PROFESSEUR D'ANATOMIE

A LA FACULTÉ DE PARIS.

Comme un témoignage de l'attachement le plus sincère.

M.-P. ORFILA.

TABLE DES MATIÈRES

DU TOME PREMIER.

EXPLICATION DES PLANCHES. Page xvij

PREMIÈRE PARTIE.

Notions préliminaires sur les corps et sur les parties qui les composent. 1
Noms des Corps élémentaires. 2
De la Cohésion. 4
De l'Affinité. Ibid.
Sur les lois qui président à la composition des corps. 8
Du Système atomistique de M. Dalton. 13
De la Cristallisation. 17
CHAP. Ier. *Des Fluides impondérables.* 19
ART. Ier. *Du Calorique.* 20
Des Thermomètres. 25
Du Thermomètre à mercure. 26
De la Dilatation des corps par le calorique. 31
Causes de l'état et du changement d'état des corps. 33
De la Fusion des corps par le calorique. 34
De la Transformation des liquides en gaz. 36
Des Propriétés des vapeurs. Ibid.
De la Formation des vapeurs dans le vide. 38
De la Formation des vapeurs à l'air libre. 41
De l'Ébullition des liquides. 43
§ Ier. *Effets du calorique sur les corps qui sont immédiatement en contact avec le foyer d'où il émane.* 45
De la Faculté conductrice des corps pour le calorique. Ibid.
De la Capacité des corps pour le calorique. 49
§ II. *Effets du calorique sur les corps qui sont à une certaine distance du foyer d'où il émane.* 53

Du Refroidissement des corps. 55
De l'Equilibre du calorique. 58
Des principales Hypothèses sur la cause de la chaleur. 59
Application des faits précédemment établis à plusieurs phénomènes connus. 60
Sources du calorique. 62
Action du calorique sur l'économie animale. 63
Du Froid. 65
De la Lumière. 66
Du Fluide électrique. 68
Du Fluide magnétique. 74
CHAP. II. *Des Substances simples pondérables.* Ibid.
De la Nomenclature. 76
ART. II. *Des Substances simples non métalliques.* 80
De l'Oxigène. Ibid.
Du Gaz oxigène. 81
De la Combustion. 84
De la Flamme. 90
De l'Hydrogène. 92
Du Gaz hydrogène. 93
Du Bore. 101
Du Carbone. 103
Du Charbon. 105
Du Phosphore. 109
Du Soufre. 116
De l'Iode. 123
Du Phtore ou du Fluor. 126
Du Chlore. 127
Du Chlore gazeux. Ibid.
De l'Azote. 135
Du Gaz azote. Ibid.
ART. II. *De la Combinaison des corps simples non métalliques entre eux.* 139
De l'Air atmosphérique. 140

ART. III. *Des Combinaisons de l'oxigène avec les corps simples précédemment étudiés.* 148
Des Oxides non métalliques. Ibid.
1°. *De l'Oxide d'hydrogène (eau).* Ibid.
De l'Eau à l'état solide. 160
2°. *Du Gaz oxide de carbone.* 165
3°. *De l'Oxide rouge de phosphore.* 169
4°. *Du Protoxide de chlore.* 170
5°. *Du Deutoxide de chlore.* 172
6°. *Du Protoxide d'azote (oxidule d'azote).* 174
7°. *Du Deutoxide d'azote (gaz nitreux).* 177
ART. IV. *Des Acides composés d'oxigène et d'un des corps simples précédemment étudiés.* 181
Action des Acides sur l'économie animale. 182
De l'Acide borique. 184
De l'Acide carbonique. 186
Du Gaz acide carbonique. Ibid.
De l'Acide hypo-phosphoreux. 190
De l'Acide phosphoreux. 191
De l'Acide phosphorique. 192
De l'Acide phosphatique. 195
De l'Acide hypo-sulfureux. 197
Du Gaz acide sulfureux. Ibid.
De l'Acide sulfurique. 202
De l'Acide sulfurique oxigéné. 209
De l'Acide iodique. 210
De l'Acide chlorique. 212
De l'Acide per-chlorique ou chlorique oxigéné. 214
De l'Acide hypo-nitreux. 215
De l'Acide nitreux. 216
De l'Acide nitrique ou azotique (eau forte). 220
De l'Acide nitrique oxigéné. 227
ART. V. *Des Combinaisons du phtore avec les corps simples.* 228

De l'Acide hydro-phtorique (fluorique). 228
De l'Acide phtoro-borique (fluo-borique). 230
ART. VI. *Des Combinaisons de l'hydrogène avec les corps simples précédemment étudiés.* 231
De l'Acide hydro-chlorique (muriatique). 232
Du Gaz acide hydro-chlorique. Ibid.
De l'Acide hydro-chlorique oxigéné. 236
De l'Acide hydriodique. 238
De l'Acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré). 240
ART. VII. *Des Produits non acides formés par l'hydrogène et par un des corps simples précédemment étudiés.* 245
Du Gaz hydrogène per-phosphoré. 249
Du Gaz hydrogène proto-phosphoré. 255
De l'Hydrogène azoté (ammoniaque). 256
CHAP. III. *Des Substances simples métalliques, ou des métaux.* Ibid.
Noms des Métaux. 257
Des Oxides métalliques. 264
Des Phosphures métalliques. 267
Des Sulfures métalliques. 268
Des Iodures métalliques. 269
Des Chlorures métalliques. 270
Des Sels. 272
Propriétés générales des sels métalliques. Ibid.
Caractères du genre sous-borate. 284
Caractères du genre sous-carbonate. 285
Caractères des carbonates neutres ou saturés. 286
Caractères du genre phosphate. 287
Caractères du genre hypo-phosphite. 288
Caractères du genre phosphite. Ibid.
Caractères du genre sulfate. 289
Caractères du genre sulfite. 290
Caractères du genre hypo-sulfite. 291

Caractères du genre iodate. 292
Caractères du genre chlorate. 293
Caractères du genre nitrate. 296
Caractères du genre hypo-nitrite. 297
Caractères du genre hydro-chlorate. 298
Caractères du genre hydriodate. 300
Hydriodates iodurés. 301
Caractères du genre hydro-sulfate. Ibid.
Hydro-sulfates sulfurés. 305
Caractères du genre hydro-phtorate. 306
Des Métaux de la première classe. 308
Des Oxides de la première classe. Ibid.
Des Sels de la première classe. Ibid.
Du Zirconium. 309
Des Sels de zircone. 310
De l'Aluminium. 311
Des Sels d'alumine. 312
De l'Yttrium. 314
Des Sels d'yttria. 315
Du Glucinium. 318
Du Thorinium. 316
Des Sels de thorine. 318
Des Sels de glucine. 319
Des Métaux de la deuxième classe. 320
§ Ier. *Des Métaux de la deuxième classe pouvant être transformés par l'oxigène en oxides terreux.* Ibid.
Des Oxides de ces métaux. Ibid.
Du Silicium. 321
De l'Acide phtoro-silicique (fluorique silicé). Ibid.
Oxide de silicium (silice). 322
Des Sels de silice. 323
Du Magnésium. 325
Des Sels de magnésie. 327
§ II. *Des Métaux de la deuxième classe pouvant être*

transformés par l'oxigène en oxides alcalins. 331
Des Oxides produits par ces métaux. Ibid.
Des Sels formés par les métaux de la deuxième classe, pouvant être transformés par l'oxigène en oxides alcalins. 334
Du Calcium. Ibid
Du Protoxide de calcium (chaux). 336
Du Deutoxide de calcium. 342
Des Sels formés par le protoxide de calcium. Ibid.
Du Strontium. 349
Du Protoxide de strontium (strontiane). 350
Du Deutoxide de strontium. 352
Des Sels formés par le protoxide de strontium. Ibid.
Du Barium. 355
Des Oxides de barium. 356
Des Sels de baryte. 359
Du Lithium. 365
Des Sels de lithine. 366
Du Potassium. 367
Des Oxides de potassium. 374
Du Verre. 383
Des Sels de potasse. 385
De la Poudre. 397
Du Sodium. 402
Des Oxides de sodium. 404
Des Sels de soude. 406
De la Poterie. 417
De l'Ammoniaque (hydrogène azoté). 420
Des Sels ammoniacaux. 429
Des Métaux de la troisième classe. 448
Des Oxides de la troisième classe. 449
Des Sels de la troisième classe. Ibid.
Du Manganèse. 450
Des Oxides de manganèse. 452

Des Sels formés par le protoxide de manganèse. 458
Des Sels formés par le peroxide de manganèse. 460
Du Zinc. 461
De l'Oxide de zinc. 466
Des Sels de zinc. 467
Du Fer. 470
Des Oxides de fer. 479
Des Sels de fer. 481
Des Sels formés par le protoxide de fer. Ibid.
Des Sels formés par le deutoxide de fer. 485
Des Sels formés par le tritoxide de fer. 487
De l'Étain. 491
Des Oxides d'Etain. 498
Des Sels formés par le protoxide d'étain. 499
Des Sels formés par le deutoxide d'étain. 502
Des Métaux de la quatrième section. 503
Des Produits oxidés de la quatrième classe. 504
Des Sels de la quatrième classe. Ibid.
Métaux susceptibles de devenir acides en se combinant avec l'oxigène. 505
Du Sélénium. Ibid.
De l'Oxide de sélénium. 507
De l'Acide sélénique. Ibid.
Des Séléniates. 508
De l'Arsenic. 509
De l'Oxide blanc d'arsenic. 516
Des Sels formés par l'oxide blanc d'arsenic. 520
De l'Acide arsénique. 521
Des Arséniates. 523
Du Molybdène. 527
De l'Oxide de molybdène. 529
De l'Acide molybdeux. Ibid.
De l'Acide molybdique. 530
Des Molybdates. Ibid.

Du Chrome. 532
Des Oxides de chrome. 533
Des Sels formés par le protoxide de chrome. 534
De l'Acide chromique. Ibid.
Des Chromates. 536
Du Tungstène. 538
De l'Oxide brun de tungstène. 539
De l'Acide tungstique. 540
Des Tungstates. 541
Du Columbium. 542
De l'Acide columbique. 543
Métaux non susceptibles de devenir acides en se combinant avec l'oxigène. 544
De l'Antimoine. Ibid.
Des Oxides d'antimoine. 550
Des Sels formés par le protoxide d'antimoine. 552
Des Sels formés par le deutoxide d'antimoine. 558
Du Sulfure d'antimoine. Ibid.
Du Tellure. 562
De l'Oxide de tellure. 564
Des Sels de tellure. 565
De l'Urane. Ibid.
Des Oxides d'urane. 566
Des Sels formés par le deutoxide d'urane. 567
Du Cérium. 569
Des Oxides de cérium. 570
Des Sels de cérium. Ibid.
Des Sels formés par le protoxide de cérium. 571
Des Sels formés par le deutoxide de cérium. 572
Du Cobalt. 573
Des Oxides de cobalt. 574
Des Sels formés par le protoxide de cobalt. 576
Du Titane. 580
De l'Oxide de titane. Ibid.

Des Sels de titane. 581
Du Bismuth. 583
De l'Oxide de bismuth. 585
Des Sels de bismuth. 586
Du Plomb. 588
Des Oxides de plomb. 593
Des Sels de Plomb. 596
Du Cuivre. 600
Des Oxides de cuivre. 606
Des Sels formés par le protoxide de cuivre. 607
Des Sels formés par le deutoxide de cuivre. Ibid.
Des Métaux de la cinquième classe. 614
Du Nickel. Ibid.
Des Oxides de nickel. 616
Des Sels formés par le protoxide de nickel. 617
Du Mercure. 621
Du Proto-chlorure de mercure. 624
Du Deuto-chlorure. 625
Des Oxides de mercure. 632
Des Sels formés par le protoxide de mercure. 634
Des Sels formés par le deutoxide de mercure. 636
De l'Osmium. 642
De l'Oxide d'osmium. 643
Du Cadmium. 644
Des Métaux de la sixième classe. Ibid.
Des Sels de la sixième classe. 645
Des Oxides de la sixième classe. Ibid.
De l'Argent. Ibid.
Des Oxides d'argent. 651
Des Sels d'argent. 652
De l'Or. 657
Des Oxides d'or. 661
Des Sels d'or. 662
Du Platine. 665

Des Oxides de platine. 672
Des Sels formés par le deutoxide de platine. Ibid.
Du Palladium. 674
De l'Oxide de palladium. 675
Des Sels de palladium. 676
Du Rhodium. 677
Des Oxides de rhodium. 678
Des Sels de rhodium. Ibid.
De l'Iridium. 679
Des Oxides d'iridium. 680
Des Sels formés par le protoxide d'iridium. Ibid.
Des Sels formés par le deutoxide d'iridium. Ibid.
TABLEAU *de la couleur des oxides métalliques secs ou hydratés, et de leur solubilité dans la potasse, la soude ou l'ammoniaque.* 682
TABLEAU *des précipités formés par les alcalis, l'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates dans les dissolutions salines des quatre dernières classes.* 683
TABLEAU *des précipités formés par l'hydrogène per-phosphoré, l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate de potasse et de fer) et l'*infusum *de noix de galle, dans les dissolutions salines des quatre dernières classes.* 684
TABLEAU *des principaux Sels qui se décomposent mutuellement, et qui par conséquent ne peuvent point exister ensemble dans une liqueur.* 685
TABLEAU *des Sels de diverse nature qui se déposent pendant l'évaporation d'un mélange de deux dissolutions salines.* 686
TABLEAU *des Sels doubles formés par les sels à bases d'ammoniaque, de potasse ou de soude, et par un autre sel du même genre.* 687
Tableau de quelques autres Sels doubles. Ibid.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

DESCRIPTION

DE QUELQUES INSTRUMENS EMPLOYÉS EN CHIMIE.

Alambic de cuivre. L'alambic est un ustensile que l'on emploie dans la distillation de certaines substances liquides ou solides. Il se compose de trois parties essentielles : 1°. de la cucurbite; 2°. du chapiteau; 3°. du serpentin. La cucurbite est représentée fig. 1, pl. 1re. *A* est la partie dans laquelle on met les substances que l'on veut distiller. *E* est l'ouverture au moyen de laquelle on introduit les liquides. On voit le chapiteau fig. 2; *gg* est un tuyau incliné, connu sous le nom de *bec*; *ee*, *ff*, partie supérieure du chapiteau creuse, dans laquelle on met des matières peu conductrices de la chaleur, telles que du charbon pilé, qui s'oppose à la condensation des vapeurs dans cette partie : sans cette précaution, la vapeur refroidie et liquéfiée retomberait dans la cucurbite. *I*, ouverture propre à livrer passage aux liquides que l'on veut introduire dans l'alambic. La figure 3 représente le serpentin. *SS* est un seau de cuivre étamé, destiné à être rempli d'eau froide. *CC' C''*, tuyau en étain, contourné en spirale, et fixé dans le seau *S*. *C*, extrémité recevant le bec *gg* de la fig. 2.

Lorsqu'on veut se servir de l'alambic, on place la cucurbite sur un fourneau; on introduit le liquide en *A*, fig. 1re; on met le chapiteau *P*, fig. 2, sur la cucurbite; on fait arriver le bec *gg* dans le tube *C* de la fig. 3, et l'extrémité *C''* dans un vase propre à recevoir le liquide volatilisé; on remplit d'eau froide le seau de ce serpentin *ss*; on introduit du charbon pilé dans la partie *ee*, *ff* de la fig. 2, et on chauffe la cucurbite; le liquide se volatilise, la vapeur traverse le tuyau du serpentin, et se condense en un liquide qui va se rendre dans le vase qui communique avec *C''*, fig. 3. Il est essentiel que l'eau

du serpentin soit renouvelée à mesure qu'elle s'échauffe: pour cela, on retire celle qui est déjà chaude au moyen du robinet *d*.

Lorsqu'on veut distiller à une température au-dessous de celle de l'eau bouillante, on se sert du bain-marie *B*, fig. 4; on place la cucurbite *A* sur le fourneau; dans celle-ci on met le bain-marie *B* contenant la substance que l'on veut distiller; on introduit de l'eau dans la cucurbite *A* au moyen de l'ouverture *E*; on monte l'appareil comme précédemment, et on chauffe: il est aisé de voir que, dans ce cas, le bain-marie n'est échauffé que par l'eau de la cucurbite *A*; on renouvelle cette eau à mesure qu'elle s'évapore.

Alambic de verre. Il est composé de deux parties (*voyez* fig. 5 et 6): *A* est la cucurbite; *C*, le chapiteau; *E*, le bec qui s'adapte à un flacon dans lequel on reçoit le liquide distillé. On n'emploie guère cet alambic que pour les distillations que l'on veut faire sur le bain de sable.

Allonge (fig. 6 et 8). Instrument de verre dont on se sert pour éloigner les récipiens du feu; on le fait communiquer par une de ses extrémités avec la cornue, et par l'autre avec le récipient.

Bain de sable. Le bain de sable consiste en un vase de fer ou de terre dans lequel on met du sable; il est rarement employé aujourd'hui; on s'en servait autrefois dans les évaporations et dans quelques distillations.

Chalumeau (*voyez* fig. 9). Instrument en cuivre jaune, en argent ou en verre, composé d'un tube *a b* courbé en *b*, renflé en boule, et terminé par une pointe *d*: on s'en sert pour chauffer ou fondre différentes matières; on place ces matières dans une cavité pratiquée dans un morceau de charbon; on souffle par l'extrémité *a*, de manière à ce que le courant d'air qui sort en *d* soit porté sur la flamme d'une chandelle, et celle-ci sur la matière que l'on veut échauffer; pendant le temps de l'insufflation on respire par le nez.

Cloches (pl. 2, fig. 10, 11 et 12). Vases de verre gradués ou non, avec ou sans robinet, ouverts par leur base, offrant

quelquefois des ouvertures latérales : on s'en sert pour recueillir les gaz, les mesurer, etc.

Cloche courbe (fig. 40, pl. 4).

Creusets. Vases de terre, d'argent ou de platine (fig. 14; 15 et 16), dans lesquels on opère des fusions, des décompositions, etc.; on leur donne le nom de *creusets brasqués* lorsque leur cavité est remplie d'un mélange fait avec du charbon pulvérisé et un peu d'argile détrempée, et que l'on pratique un creux dans ce mélange.

Cuve pneumato-chimique. Vaisseau en bois, doublé en plomb, qui sert à recueillir les gaz insolubles ou peu solubles dans l'eau (*voyez* fig. 20, pl. 2). *FF'* est une caisse soutenue par quatre pieds en bois; *LGHI*, table plus basse que les bords supérieurs de la cuve, sur laquelle on met les cloches; *LGKS*, fosse de la cuve; *TT*, petite table offrant vers son milieu une ouverture circulaire *N*, au-dessus de laquelle on place les cloches qui doivent recevoir les gaz; *M*, échancrure par laquelle passe le tube qui conduit le gaz dans la cloche (*voyez* fig. 18); *TT* (fig. 21), tablette vue plus en grand; *R*, robinet à l'aide duquel on peut vider la cuve.

Fig. 19, plan de la cuve; fig. 18, coupe de la cuve.

Cuve hydrargyro-pneumatique. Cuve à mercure (fig. 23, pl. 2). Cette cuve est en marbre ou en pierre dure; *AA*, vaisseau de marbre dans lequel on met du mercure, et qui est suppporté par des pieds *PP*; *EFGH*, table de la cuve, que l'on voit représentée fig. 24; *KL*, cavité ou fosse de la cuve; *NN*, fig. 26, rainure semblable à celle de la fig. 21, dans laquelle entre une planchette. Fig. 25, *II*, coupe d'une rainure suivant la ligne *AB*. Fig. 25 et 26, *OP*, trou fait dans l'épaisseur du marbre, dans lequel on met le tube gradué contenant le gaz que l'on veut mesurer. Fig. 26, *R*, échancrure garnie d'une glace, à l'aide de laquelle on peut aisément observer la hauteur du mercure dans le tube gradué dont nous venons de parler.

Eprouvette (fig. 12, pl. 2). Vase de verre ou de cristal, en général beaucoup plus long que large.

Fourneau évaporatoire. Il n'est formé que d'une seule pièce (fig. 27, pl. 3). *AA*, foyer destiné à recevoir le charbon; *BB*, cendrier dans lequel tombent les cendres; *C*, porte du foyer; *D*, porte du cendrier; *EE*, échancrures propres à livrer passage à l'air; *GG*, grille du fourneau.

Fourneau à réverbère (fig. 28 et 29). Il est composé de trois pièces: la plus inférieure contient le cendrier et le foyer; la moyenne porte le nom de *laboratoire*; la supérieure est le réverbère ou le dôme. *AA*, foyer dont on voit la grille *OO* (fig. 29); *BB*, cendrier; *CD*, portes du foyer et du cendrier; *EE*, laboratoire s'adaptant au foyer *AA*; *FF*, dôme surmonté d'une cheminée *G*, à l'aide de laquelle la chaleur est réfléchie sur la cornue *HH*, placée dans le laboratoire (fig. 28); *TT*, (fig. 29), barres de fer sur lesquelles pose la cornue; *LL*, échancrure par laquelle sort le col de la cornue *HH*.

Fourneau de coupelle. Fourneau quadrangulaire en terre, que l'on emploie pour séparer l'or et l'argent par la coupellation. Fig. 31, pl. 3, plan et élévation du fourneau; fig. 33, parties du fourneau séparées, vues sur le côté. Fig. 31, *LL*, cendrier; *G''*, porte du cendrier; *EE*, laboratoire; *E'E'*, foyer reçu par sa partie inférieure dans l'entaille *MM* du cendrier; *XX*, fig. 33, grille en terre appuyée sur les parois du foyer *E'E'*. Fig. 31, *G'*, porte antérieure du foyer; il y en a deux autres latérales; *G*, porte qui sert à fermer l'ouverture d'un petit four connu sous le nom de *moufle*. Fig. 32, moufle vue de face et contenant deux coupelles *aa*. Fig. 33, *A*, moufle placée dans le fourneau; *U* (fig. 33), tablette en terre servant à approcher ou à éloigner la porte *G* de la moufle; *HH* (fig. 31), ouvertures par lesquelles on introduit une tige de fer qui sert à faire tomber le charbon dans l'intérieur du fourneau; *NN*, dôme; *O*, porte fermant une ouverture appelée *guelard*, par laquelle on charge le fourneau; *SS* (fig. 30), crochet à l'aide duquel on ouvre le guelard; *RR*, cheminée du dôme.

Fourneau de coupellation elliptique, de MM. Anfrye et

Darcet (fig. 34, pl. 3); plan et élévation de ce fourneau. Fig. 36, parties de ce fourneau séparées et vues sur le côté. Fig. 35, grille en terre qui sépare le foyer du cendrier. Fig. 36, *M*, mouffle assujettie avec de la terre à la paroi antérieure du fourneau; *G*, porte de la mouffle.

Fourneau de forge (fig. 37, pl. 3). *EEEE*, maçonnerie en brique; *FF*, foyer; *GG*, grille; *H*, creuset supporté par un fromage *I*; *KK*, cendrier; *LL*, tuyau apportant le vent d'un soufflet; *MM*, grille trouée, à l'aide de laquelle le vent du soufflet se distribue également dans l'intérieur du fourneau. On emploie ce fourneau lorsqu'on veut produire un très-grand degré de chaleur.

Laboratoire (pl. 4, fig. 39). *AA*, Hotte; *DD*, paillasse; *EE*, fourneaux carrés; *LL*, forge; *SS*, soufflet à deux vents.

Lut. Mélange que l'on emploie, soit pour boucher les ouvertures des appareils, soit pour recouvrir la surface des cornues, des tuyaux, etc., qui doivent supporter un très-grand degré de chaleur. 1re *Espèce de lut*. Farine de graine de lin et colle d'amidon. 2e *Espèce*. Lut gras, fait avec de l'argile et de l'huile siccative. 3e *Espèce*. Blanc d'œuf et chaux. 4e *Espèce*. Argile, sable tamisé et de l'eau : on se sert de celui-ci pour recouvrir les tuyaux de porcelaine et de fer, les cornues de grès, etc.

Pipette (fig. 41, pl. 4). Instrument de verre dont on se sert pour décanter, par aspiration, les petites quantités de liquide qui surnagent un précipité.

Tube de sûreté à boule (fig. 55, pl. 9). Il est formé d'un tube simple recourbé *a T x*, auquel on a soudé en *S* un autre tube recourbé *S P R*, terminé en *R* par un entonnoir, et offrant en *P* une boule que l'on remplit à moitié d'eau ou de mercure. Nous allons faire sentir la nécessité des tubes de sûreté dans les opérations chimiques. Que l'on fasse du feu (fig. 55. pl. 9) sous la cornue *C*, dans laquelle on a mis des substances propres à fournir un produit quelconque; et supposons qu'au lieu du tube à boule on se serve d'un tube simple, on ob-

tiendra des gaz, des liquides, etc.; l'air de l'appareil, raréfié par la chaleur, se dégagera en totalité, ou du moins en grande partie, au moment où l'opération sera terminée, ou dans tout autre moment; si la température de l'appareil diminue sensiblement, une partie de l'eau qui se trouve dans la cloche *O* rentrera rapidement dans le ballon *B*, et, de celui-ci, passera dans la cornue; non-seulement les produits de l'opération pourront être altérés ou perdus, mais encore l'appareil pourra être brisé par son contact subit avec un liquide froid; ce phénomène dépend du refroidissement de l'appareil, qui peut être considéré comme étant vide; alors, en vertu de la pression atmosphérique sur le liquide de la cloche, ce liquide s'introduit dans le ballon, etc.: or, le tube à boule empêche cet effet. Voyons comment il agit: à mesure que le gaz de l'intérieur de l'appareil se condense par le refroidissement, et que le liquide de la cloche tend à monter dans la branche *Tx* du tube, à raison de la pression de l'air extérieur, l'air atmosphérique presse avec la même force sur le liquide contenu dans la branche *Rr* du tube, et le fait descendre autant qu'il le fait monter dans la branche *Tx*; un moment arrive où l'eau de la branche *Rr* est poussée par l'air jusqu'en *q*; alors l'air, beaucoup moins pesant que l'eau, traverse le liquide contenu dans la boule du tube de sûreté et se rend dans le ballon: en sorte que le gaz de celui-ci n'est plus aussi raréfié qu'il était. Cet effet se succède sans cesse, et bientôt l'intérieur de l'appareil se trouve contenir de l'air qui pèse autant que celui du dehors.

Tubes de sûreté droits (pl. 9, fig. 58). On peut remplacer les tubes à boule par des tubes droits *xx*, qui plongent d'une ou de deux lignes dans l'eau; à mesure que le refroidissement de l'appareil a lieu, l'air extérieur entre par ces tubes, et s'oppose à l'absorption de l'eau du flacon *C* dans celle du flacon *B*.

ÉLÉMENS DE CHIMIE.

PREMIÈRE PARTIE.

Notions préliminaires sur les Corps et sur les parties qui les composent.

On donne le nom de *corps* à tout ce qui frappe un ou plusieurs de nos sens. Les corps se présentent sous trois états : ils sont ou *solides*, ou *liquides*, ou *aériformes*. Ils sont *élémentaires* ou *composés* : les premiers, appelés encore *principes* ou *élémens*, ne renferment qu'une sorte de matière : ainsi, quels que soient les procédés que l'on emploie, on ne retire que des parties de plomb ou d'or d'un morceau de l'un ou de l'autre de ces métaux, que l'on regarde comme des élémens : les corps *composés*, au contraire, renferment au moins deux sortes de matière. Supposons que l'on ait fondu ensemble du plomb et de l'or, la masse que l'on a obtenue contient ces deux métaux.

Les anciens ne reconnaissaient que quatre corps élémentaires, l'*eau*, l'*air*, la *terre* et le *feu*; aujourd'hui on en admet *cinquante-six*, parmi lesquels on ne compte plus, avec raison, ni l'eau, ni l'air, ni la terre, que l'on a démontré être des corps composés. Si l'on suppose, ce qui est réel, que ces divers élémens puissent s'unir deux à deux, trois à trois, quatre à quatre, on concevra sans peine la

possibilité de donner naissance à tous les corps composés que l'on trouve dans la nature.

Le nombre des corps élémentaires pourra être augmenté ou diminué d'après les progrès ultérieurs de la science : ainsi, peut-être verra-t-on par la suite qu'un ou plusieurs des corps regardés actuellement comme élémentaires, sont au contraire des corps composés ; il est probable aussi que, par de nouvelles recherches, on parviendra à découvrir des corps nouveaux, qui ne pouvant pas être décomposés, devront être rangés parmi les élémens ; d'où il suit qu'en fixant le nombre de ces derniers à cinquante-six, nous ne prétendons pas dire qu'il soit exact, mais seulement qu'il est tel dans l'état actuel de la science.

Noms des Corps élémentaires.

Fluides pondérables.

1. Calorique.
2. Lumière.
3. Fluide électrique.
4. Fluide magnétique.

Corps pondérables.

5. Oxigène.
6. Hydrogène.
7. Bore.
8. Carbone.
9. Phosphore.
10. Soufre.
11. Iode.
12. Phtore ou fluor.
13. Chlore.
14. Azote.
15. Silicium.
16. Zirconium.
17. Aluminium.
18. Yttrium.
19. Thorinium.
20. Glucynium.
21. Magnésium.
22. Calcium.
23. Strontium.
24. Baryum.
25. Sodium.
26. Potassium.
Lithium.
28. Manganèse.
29. Zinc.
30. Fer.
31. Etain.
32. Arsenic.
33. Molybdène.
34. Chrôme.

Corps pondérables.

35. Tungstène.
36. Columbium.
37. Sélénium.
38. Antimoine.
39. Urane.
40. Cérium.
41. Cobalt.
42. Titane.
43. Bismuth.
44. Cadmium.
45. Cuivre.
46. Tellure.
47. Plomb.
48. Mercure.
49. Nickel.
50. Osmium.
51. Argent.
52. Or.
53. Platine.
54. Palladium.
55. Rhodium.
56. Iridium.

Un corps *élémentaire* doit être considéré comme étant formé d'une multitude de très-petites parties semblables ou homogènes et invisibles, que l'on désigne sous le nom de *molécules intégrantes* ou de *particules*. Il en est de même d'un corps *composé* : ainsi, par exemple, le composé d'or et de plomb dont nous venons de parler résulte de l'assemblage d'un très-grand nombre de molécules intégrantes; mais chacune de ces molécules en renferme deux autres de différente nature, l'une d'or, l'autre de plomb, que l'on désigne sous le nom de *constituantes*.

On ne peut expliquer les divers phénomènes naturels sans admettre l'existence d'une force que Newton a appelée *attraction*. Cette force agit sur les molécules des corps, mais à des distances trop petites pour être saisies par nos sens : on lui donne le nom de *cohésion* lorsqu'elle réunit des molécules intégrantes ou homogènes, et celui d'*affinité* lorsqu'elle s'exerce entre des molécules constituantes ou hétérogènes. Il est donc évident que lorsque deux corps différens s'uniront pour en former un troisième, ce sera en vertu de l'*affinité* : on dit, dans ce cas, les *deux corps*

se sont combinés, ils ont réagi, ou bien *ils ont exercé l'un sur l'autre une action, en vertu de leur affinité réciproque, etc.*

De la Cohésion.

La force de cohésion n'est pas la même dans les différens corps; elle est plus grande dans les solides que dans les liquides, et nulle dans ceux qui sont aériformes. On peut en quelque sorte la mesurer par l'effort qu'il faut faire pour désunir les molécules intégrantes des corps. Il est évident que c'est à cette force que l'on doit attribuer leur solidité, puisqu'il suffit de la diminuer pour les rendre liquides, et de la détruire pour les faire passer à l'état aériforme.

De l'Affinité.

1°. L'affinité ou la force qui réunit les molécules constituantes des corps ne s'exerce qu'entre deux, trois ou quatre espèces de molécules différentes. En effet, on ne connaît guère de composé plus compliqué que le *quaternaire;* mais elle peut s'exercer entre des corps qui sont tous solides, liquides ou aériformes, ou bien entre des corps solides et des corps liquides, entre des corps solides et des corps aériformes, ou enfin entre ceux-ci et des corps liquides. On ne peut pas dire qu'un corps *A* ait de l'affinité pour tous les corps connus; mais on peut affirmer qu'il en a pour un certain nombre.

2°. Lorsque les corps se combinent, il se produit presque toujours de la chaleur ou du froid, et souvent il se dégage de la lumière. Il suffit, pour expliquer ce dégagement de lumière, de savoir que tous les corps sont lumineux lorsqu'ils sont exposés à une chaleur cinq fois aussi forte que celle de l'eau bouillante.

3°. Souvent un composé *A B* jouit de propriétés différentes de celles de *A* et de *B*; souvent ces propriétés sont simplement modifiées. Ainsi, il peut arriver que le composé *A B* soit solide, tandis que ses élémens *A* et *B* sont gazeux ou liquides; qu'il ait une saveur caustique et une couleur remarquable, tandis que *A* et *B* sont insipides et incolores; enfin qu'il ait une saveur salée, agréable, nullement malfaisante, tandis que celle de *A* et de *B* est des plus caustiques et des plus meurtrières. Quelquefois cependant les propriétés des composés diffèrent très-peu de celles des composans : c'est ce qui arrive lorsque ceux-ci ont peu d'affinité.

4°. Un corps *A* peut se combiner en diverses proportions avec un autre corps *B*, et donner des composés différens : ainsi, le produit formé de *A* et d'une partie de *B* jouira d'autres propriétés qu'un composé d'une partie de *A* et de deux ou trois parties de *B*.

5°. L'affinité d'un corps *A* pour une série d'autres corps n'est pas la même : ainsi, il pourra en avoir beaucoup pour un corps *B*, moins pour *C*, *D*, etc.

6°. Deux corps solides doués d'un certain degré d'affinité l'un pour l'autre se combineront, en général, avec d'autant plus de facilité, qu'ils auront moins de *cohésion* : nous pouvons citer pour exemple l'or et le plomb, que l'on ne peut pas combiner lorsqu'ils sont en poudre fine, et dont la combinaison s'opère aisément quand ils ont été fondus. Il en est de même, en général, de la combinaison d'un corps solide avec un corps liquide ou aériforme.

7°. La *chaleur*, qui diminue la cohésion des corps, doit donc, dans un très-grand nombre de circonstances, favoriser l'affinité, et par conséquent les combinaisons. Cependant on serait induit en erreur si l'on admettait ce principe comme général : en effet, il arrive souvent qu'un corps *A* qui se combine très-bien à froid avec un corps *B*,

non-seulement n'agit point sur lui si on le chauffe ; mais encore que le composé *A B*, soumis à l'action de la chaleur, se décompose en *A* et en *B*. La *lumière* agit, dans un très-grand nombre de cas, comme la chaleur. Il en est à-peu-près de même de l'électricité. Nous reviendrons plus particulièrement sur ces objets lorsque nous aurons fait l'histoire particulière de tous les corps.

8°. Les *liquides* pouvant, dans un très-grand nombre de cas, diminuer la *cohésion* des solides en les dissolvant, doivent, comme la chaleur, favoriser l'affinité et les combinaisons : deux corps solides *A* et *B*, qui n'exercent aucune action l'un sur l'autre, peuvent se combiner aisément lorsqu'on les dissout dans l'eau.

9°. Si l'on suppose qu'un corps *A* puisse se combiner avec trois proportions de *B*, de manière à former trois composés *AB*, *ABB*, *ABBB*; dans le premier composé, *B* sera beaucoup plus fortement attiré par *A* que dans le second, et à plus forte raison que dans le troisième : l'*affinité* qui s'exerce entre ces deux corps variera donc suivant qu'il y aura une, deux ou trois *quantités* de *B*.

Il résulte de ce qui vient d'être établi que lorsque les corps réagissent les uns sur les autres pour se combiner, on doit, pour concevoir les phénomènes qu'ils présentent, avoir égard, 1°. à leur *affinité*; 2°. au degré de *cohésion* de leurs molécules, et à celui du composé auquel ils donnent naissance; 3°. à leurs *quantités*; 4°. à leur degré de *chaleur*; 5°. à leur état *électrique*, et souvent même au degré de *pression* auquel ils sont soumis.

Ces données, dont la plupart sont dues au savant auteur de la *Statique chimique*, nous conduisent naturellement à donner une définition de la science que nous desirons faire connaître. La chimie *a pour objet de déterminer l'action que les corps simples ou composés exercent les uns*

sur les autres en vertu d'un certain nombre de forces, les moyens de les obtenir et de faire connaître leur nature.

On a donné le nom de *synthèse* à l'opération qui consiste à combiner les corps pour en faire d'autres plus composés; tandis qu'on a appelé *analyse* l'opération inverse, dans laquelle on obtient les élémens d'un composé en le décomposant.

1°. Si l'on met un corps composé *A B* en contact avec un autre corps *C*, on observera l'un des trois phénomènes suivans : *C* pourra se combiner avec *A B*, et donner naissance à un composé plus complexe *A B C*, ou bien il n'exercera aucune action sur *A B*, ou enfin il le décomposera. Supposons ce dernier cas, *C* pourra s'emparer de *A*, former un composé *A C* et mettre *B* à nu; *vice-versâ*, il pourra s'emparer de *B*, donner naissance à un produit *B C*, et séparer *A*. Si le corps séparé a beaucoup de cohésion, et ne peut rester uni avec le nouveau composé formé, il se précipitera, tandis qu'il se volatilisera si ses molécules jouissent d'une grande force expansive; il pourra même rester en dissolution si on opère sur un liquide et qu'il y soit soluble.

2°. Supposons maintenant un composé *A B* sur lequel les corps *C* et *D*, pris isolément, n'aient aucune espèce d'action; réunissons *C* à *D*, de manière à avoir le composé *C D*. Ce composé peut encore être sans action sur *A B*; mais il peut souvent en exercer une très-remarquable. Il peut, en se décomposant, décomposer *A B*.

A B
C D.

En effet, il peut en résulter deux nouveaux composés *A D*, *C B*, ou bien deux autres *A C*, *B D*, etc.

Nous croyons inutile de répéter que ces diverses décompositions ont lieu en vertu de deux, trois ou un plus grand

nombre des forces dont nous avons parlé; notre intention ici est d'énoncer simplement le fait, parce qu'il nous sera utile par la suite. Nous reviendrons, à la fin de cet ouvrage, sur chacune de ces forces et sur leur degré d'énergie : nous croyons pouvoir le faire alors d'une manière assez simple, et nullement abstraite; avantage que nous n'aurions pas dans ce moment.

Sur les lois qui président à la composition des corps.

1. Lorsque les corps ont peu d'affinité entr'eux, ils se combinent en un très-grand nombre de proportions, comme on le voit en mettant diverses quantités de sucre ou de sel dans l'eau : on dit alors que les combinaisons de ces corps sont indéfinies.

Ils ne peuvent au contraire se combiner qu'en un très-petit nombre de proportions et dans un rapport fort simple, s'ils ont beaucoup d'affinité : ils forment alors des combinaisons que l'on appelle *définies :* nous croyons devoir développer cette dernière proposition avec soin. On pourrait citer un nombre prodigieux d'expériences pour prouver que les corps doués d'une très-grande affinité ne se combinent le plus souvent qu'en une, en deux ou en trois proportions, rarement en quatre, et plus rarement encore en cinq : cette vérité sera mise hors de doute par la suite. Démontrons maintenant que les proportions dans lesquelles ces corps se combinent sont dans un rapport fort simple.

La composition des corps formés de deux élémens est soumise à une loi remarquable, dont M. Berzelius a fait connaître toute la généralité par des expériences multipliées, et que l'on peut énoncer ainsi : *lorsque deux corps sont susceptibles de s'unir en diverses proportions, ces proportions sont constamment le produit de la multiplication par* $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, etc., *de la plus petite quantité*

d'un des corps, la quantité de l'autre corps restant toujours la même. Ainsi, en supposant qu'il existe quatre composés d'oxigène (1) et de manganèse (2), et que le moins oxigéné de ces composés soit formé de 100 parties de manganèse, et de 14,0533 d'oxigène, un autre composé sera formé de 100 parties de manganèse et de 14,0533 d'oxigène multiplié par 2; le troisième composé contiendra 100 de métal et 14,0533 d'oxigène multiplié par 3; enfin, le quatrième sera formé de 100 de métal et de 14,0533 d'oxigène multiplié par 4. Nous rapporterons par la suite un très-grand nombre de faits analogues, propres à mettre cette loi dans tout son jour.

Il importe de remarquer avant de quitter ce sujet, que : *s'il existe des rapports entre les poids des proportions de l'oxigène qui peuvent s'unir à* 100 *parties de manganèse* (3), *il n'existe aucune proportion entre le poids de l'oxigène et celui du métal :* ainsi, on ne peut pas dire que 10, 14, 16, etc., grains d'oxigène doivent se combiner avec 100 grains de manganèse; la loi se borne à exprimer que 100 grains de métal se combinant avec 14 grains d'oxigène, s'il est possible de former d'autres combinaisons entre ces deux corps, 100 grains de manganèse s'uniront avec une quantité d'oxigène qui sera $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, 5 ou 6 fois aussi forte que les 14 grains.

2. Il n'en est pas de même lorsqu'au lieu d'établir un rapport entre les poids des corps, on l'établit entre leurs volumes; car alors on remarque, non-seulement, *qu'il y a des rapports simples entre les divers volumes du corps* A, *qui se combinent avec un volume du corps* B,

---

(1) Corps aériforme dont nous ferons l'histoire par la suite.

(2) Métal particulier.

(3) Ce que l'on dit de l'oxigène et du manganèse s'entend de deux corps quelconques *A*, *B*.

mais encore qu'il en existe entre les volumes respectifs de A *et de* B. Nous pouvons éclaircir cette poposition par un exemple. 100 pouces cubes d'azote s'unissent avec 50 pouces cubes d'oxigène pour former un corps nouveau : on voit ici qu'il y a un rapport simple entre les volumes respectifs de l'azote et de l'oxigène, puisque le volume de celui-ci est la moitié de celui de l'azote. 100 pouces cubes d'azote s'unissent à 100 pouces cubes de gaz oxigène pour produire un autre corps : ici non-seulement on observe des rapports entre les volumes respectifs qui sont égaux, mais encore entre les proportions d'oxigène de ces deux composés, puisque le dernier contient deux fois autant d'oxigène que l'autre. 100 pouces cubes d'azote se combinent avec 150 pouces cubes d'oxigène (c'est-à-dire avec trois fois autant d'oxigène que le premier) pour donner naissance à un troisième composé. 100 pouces cubes d'azote s'unissent à 200 pouces cubes de gaz oxigène (quantité qui correspond à 50 multiplié par 4), et forment un autre corps. Enfin, la même quantité d'azote combinée avec cinq fois autant d'oxigène ou avec 250 pouces cubes, produit l'eau forte ou l'acide nitrique, composé qui diffère des quatre autres.

M. Gay-Lussac, à qui nous devons la découverte de cette loi, a également démontré que : *lorsque, par suite de la combinaison, le volume des gaz est contracté, la contraction a un rapport simple avec les volumes des gaz, ou plutôt avec celui de l'un d'eux, par exemple :*

	S'unissent avec :	Et forment :
100 vol. de gaz oxigène	200 vol. de gaz hydrogène	200 vol. d'eau.
100 — de gaz azote	300 — *idem.*	200 — de gaz ammoniac.
100 — *idem.*	50 — d'oxigène.	100 — de prot. d'azote.
100 — *idem.*	100 — *idem.*	200 — de deut. d'azote.
100 — *idem.*	150 — *idem.*	de l'acide nitreux.
100 — *idem.*	200 — *idem.*	un autre acide nitreux.
100 — *idem.*	250 — *idem.*	de l'acide nitrique.

3. Nous croyons devoir indiquer d'une manière succincte les principales applications qui peuvent être faites des lois sur la combinaison des gaz.

1°. Veut-on connaître la pesanteur spécifique d'un gaz composé, par exemple, du gaz ammoniac : on sait que deux volumes de gaz ammoniac résultent d'un volume de gaz azote et de trois volumes d'hydrogène ; il suffit de faire l'addition des pesanteurs spécifiques d'un volume d'azote et de trois volumes d'hydrogène, et de diviser la somme par 2, ainsi :

Pesanteur spécifique de l'azote.		0,9691
Pesanteur spécifique de l'hydrogène,	0,0732	= 0,2196
Que l'on multiplie par,	3	
Somme		1,1887
La moitié		0,5943

0,5943 sera la densité du gaz ammoniac.

2°. On peut déterminer quelles sont les proportions en poids des élémens qui constituent un gaz composé ; il suffit pour cela de prendre les poids des volumes des gaz simples qui entrent dans la composition du gaz composé : par exemple, le poids du gaz ammoniac sera égal à 0,9691 (densité de l'azote), plus 0,0732 multiplié par 3 ou 0,2196 (trois fois la densité du gaz hydrogène). Si l'on veut réduire ces nombres à d'autres plus simples, on établira la proportion suivante :

$$9691 : 2196 :: 100 : x$$

$$x = \frac{2196 \times 100}{9691} = 22660 \text{ d'hydrogène.}$$

C'est-à-dire, si 9691 d'azote se combinent avec 2196 d'hydrogène, 100 d'azote se combinent avec 22,660 d'hydrogène.

3°. S'agit-il de reconnaître quelle est la composition d'un gaz formé d'un élément gazeux et d'un corps solide, on y parviendra facilement en ayant égard à la pesanteur spécifique du gaz composé, à celle du gaz élémentaire qui entre dans sa composition, et à la contraction que ce dernier a éprouvée en se combinant avec le corps solide. *Exemples.* 1°. Supposons que l'on demande quelle est la quantité d'hydrogène et de soufre qui entre dans la composition de 100 grains de gaz acide hydro-sulfurique; il est aisé de répondre à cette question sans faire aucune expérience : en effet, on sait d'avance que le volume du gaz hydrogène contenu dans les 100 grains de gaz acide hydro-sulfurique est égal à celui de ce gaz; on connaît d'ailleurs les pesanteurs spécifiques du gaz hydrogène et du gaz acide hydro-sulfurique : il s'agit donc d'établir la proportion suivante, si l'on veut connaître la quantité d'hydrogène qu'il renferme :

$$1{,}1912 : 100 :: 0{,}07321 : x = \text{quantité d'hydrogène dans le gaz.}$$

c'est-à-dire : la pesanteur spécifique du gaz acide hydro-sulfurique, 1,1912, est au poids de ce gaz, 100, comme la pesanteur spécifique de l'hydrogène, 0,07321, est au poids de l'hydrogène, x. En multipliant l'un par l'autre les termes moyens, et en divisant le produit par 1,1912, on aura 6,145 d'hydrogène pour ce poids : donc le gaz acide hydro-sulfurique est formé, sur 100 parties, de 6,145 d'hydrogène, et de 93,855 de soufre.

2°. Supposons que l'on demande quelle est la quantité d'oxigène et de carbone qui entre dans la composition de 100 grains de gaz oxide de carbone : on sait que le volume du gaz oxigène contenu dans les 100 grains de gaz *oxide de carbone* est la moitié de celui qu'offre ce gaz; on connaît d'ailleurs les pesanteurs spécifiques du gaz oxigène et du gaz oxide de carbone : il s'agit donc d'établir la pro-

portion suivante si l'on veut connaître la quantité d'oxigène qu'il renferme :

$$0{,}9569 : 100 :: 0{,}5518 : x = \text{quantité d'oxigène dans le gaz.}$$

c'est-à-dire : la pesanteur spécifique du gaz oxide de carbone, 0,9569, est au poids de ce gaz, 100 grains, comme la pesanteur spécifique de l'oxigène, divisée par 2, 0,5518 (1), est au poids de l'oxigène, x. En multipliant les termes moyens, et en divisant le produit par 0,9569, on aura 57,4 grains d'oxigène pour ce poids : donc le gaz oxide de carbone est formé, pour 100 parties, de 57,4 d'oxigène, et de 46,6 de carbone.

Du Système atomistique de M. Dalton.

M. Dalton publia, en 1802, un système que l'on appelle *atomistique*, et qui est relatif à la composition des corps. Nous croyons devoir le faire connaître avec détail, parce que nous nous en servirons souvent par la suite, et surtout parce qu'il est généralement admis, et que l'on peut en faire de nombreuses applications à l'analyse.

4. M. Dalton entend par *atomes* les plus petites parties dont les corps se composent : les atomes sont donc indivisibles. On ignore si les atomes d'un corps *A* sont de la même dimension que ceux d'un autre corps *B*, *C* ou *D*. Il est cependant probable que non : on ne sait pas non plus si leurs dimensions sont en rapport avec leurs poids. La figure des atomes est également inconnue : M. Dalton suppose qu'elle est sphérique.

5. Lorsque deux corps de différente nature se com-

(1) On divise par 2, parce que le gaz oxide de carbone ne contient que la moitié de son volume d'oxigène : or, la pesanteur spécifique du gaz oxigène est de 1,1036.

binent, la combinaison a lieu entre leurs atomes. Si ces corps ne peuvent se combiner qu'en une seule proportion, comme, par exemple, l'oxigène et l'hydrogène, il n'y a qu'un *atome* de l'un qui se combine avec un *atome* de l'autre. Au contraire, s'ils sont susceptibles de s'unir en plusieurs proportions, comme, par exemple, l'oxigène et le cuivre, ces proportions sont des multiples d'un des atomes; ainsi le cuivre et l'oxigène peuvent donner naissance à deux composés différens; l'un deux contient un atome de cuivre et un atome d'oxigène; l'autre est formé d'un atome de cuivre et de deux atomes d'oxigène. Voici du reste comment l'auteur de cette théorie généralise cette proposition importante.

1 atome de a + 1 atome de b = 1 atome de c binaire.
1 atome de a + 2 atomes de b = 1 atome de d ternaire.
2 atomes de a + 1 atome de b = 1 atome de e ternaire.
1 atome de a + 3 atomes de b = 1 atome de f quaternaire.
3 atomes de a + 1 atome de b = 1 atome de g quaternaire.

Il est aisé de voir, par ce tableau, que lorsque deux corps ne peuvent former qu'un seul composé, celui-ci doit être binaire; s'ils peuvent en former deux, l'un est binaire et l'autre ternaire; s'ils peuvent en former trois, l'un est binaire et les deux autres ternaires; s'ils peuvent en former quatre, l'un est binaire, les deux suivans ternaires et le dernier quaternaire.

6. *Moyens de déterminer le poids des atomes des corps.* Supposons que deux corps A et B se combinent pour donner naissance à un *composé binaire*, et que l'expérience prouve qu'ils s'unissent dans le rapport de 5 de A et de 4 de B en poids, il est évident qu'un atome de A pèse 5, et un atome de B 4, puisque, d'après l'hypothèse de M. Dalton, ce composé résulte d'un atome de A uni à un atome de B.

Si l'on veut vérifier l'exactitude des nombres que nous avons dit représenter les poids des atomes *A* et *B*, on procédera de la manière suivante : on combinera séparément *A* et *B* avec un troisième corps *C* : ainsi, supposons que *A* et *C* donnent naissance à un composé binaire dans lequel l'analyse démontre 5 de *A* et 3 de *C*; supposons de plus que *B* et *C* soient susceptibles de se combiner et de former un composé binaire, il faudra que le composé *B C* soit formé de 4 de *B* et de 3 de *C* : en effet, les poids des atomes *B* et *C* sont exprimés par 4 et par 3 : le composé est binaire : donc il doit être formé d'un atome de *B* et d'un atome de *C*.

Exemples propres à éclaircir ces données. Admettons que l'on ait déterminé, par l'analyse, que l'eau est composée de 1 partie d'hydrogène et de 7,5 d'oxigène, en poids; comme l'eau est un composé binaire dans lequel un atome d'oxigène est uni à un atome d'hydrogène, on pourra représenter les poids de ces atomes par :

Hydr.	Oxig.
1,	7,5.

Veut-on vérifier l'exactitude de ces nombres, que l'on combine séparément l'hydrogène et l'oxigène avec le carbone.

Supposons que l'on soit parvenu à déterminer, par des moyens analogues, que, dans le gaz hydrogène carboné (composé d'hydrogène et de carbone), les poids des atomes de l'hydrogène et du carbone soient :

Hydr.	Carb.
1,	5,65.

Supposons d'une autre part que les poids des atomes de l'oxide de carbone (composé d'oxigène et de carbone) soient :

Oxig.	Carb.
7,5,	5,65,

il est aisé de s'assurer de l'exactitude des nombres représentant les poids des atomes de l'eau : en effet, le poids de l'atome d'oxigène est de 7,5, soit qu'on le détermine en analysant le gaz oxide de carbone ou l'eau ; le poids de l'atome d'hydrogène est de 1, soit qu'il ait été calculé d'après l'analyse de l'eau ou d'après celle du gaz hydrogène carboné. On prévoit même qu'il serait extrêmement aisé de parvenir à connaître les proportions des élémens qui constituent l'eau, en ayant seulement égard à la nature de l'oxide de carbone et de l'hydrogène carboné. Voici comment on raisonnerait : l'eau est un corps binaire composé d'hydrogène et d'oxigène ; ces deux élémens ne peuvent se combiner qu'en une proportion (*voy.* § 5) : donc l'eau est formée d'un atome d'oxigène et d'un atome d'hydrogène : or, d'après l'analyse de l'oxide de carbone et du gaz hydrogène carboné, l'atome d'oxigène est 7,5 et celui d'hydrogène pèse 1 : donc l'eau est formée de 7,5 d'oxigène et de 1 d'hydrogène.

7. M. Dalton a cru devoir choisir l'hydrogène pour représenter l'unité dans sa théorie atomistique : tout autre corps aurait rempli le même but; et s'il a préféré celui-ci, c'est parce qu'il est le plus léger de tous, et que par conséquent c'est lui qui se combine dans de plus petites proportions : ainsi, suivant ce célèbre physicien, le poids d'un atome d'hydrogène étant 1, l'atome d'oxigène pèsera 7,5 ; le poids de celui de l'azote sera 5 ; celui de carbone pésera 5,65 ; celui du soufre sera 15. Cependant il nous semble beaucoup plus commode de prendre pour unité le poids de l'atome d'oxigène, parce qu'il entre dans la composition d'un très-grand nombre de corps : aussi l'adopterons-nous de préférence.

8. Indépendamment des atomes des corps simples dont nous avons parlé jusqu'ici, M. Dalton admet également des atomes dans les corps composés. On détermine le poids

de ces atomes composés, en prenant la somme des poids des atomes qui les constituent. Ainsi, un atome de cuivre s'unit à un atome d'oxigène pour former le protoxide de cuivre; l'atome de cuivre pèse 8; celui d'oxigène pèse 1: donc le poids d'un atome de protoxide de cuivre sera 9.

Lorsque deux corps composés s'unissent entre eux pour en former d'autres plus composés, la combinaison a également lieu entre leurs atomes, et de la même manière que si les corps étaient simples. Ainsi, que l'on suppose un sel neutre formé d'un atome d'acide (corps composé), et d'un atome de base (corps composé); si avec le même acide et avec la même base, on peut donner naissance à un sel acide, celui-ci sera formé d'un atome de base et de deux atomes d'acide.

Avant de terminer cet article, nous croyons devoir faire sentir que le système de M. Dalton est entièrement hypothétique, et qu'il est impossible d'en démontrer rigoureusement l'exactitude, mais qu'il peut être d'une très-grande utilité pour parvenir à faire connaître la composition des corps; que déjà plusieurs chimistes célèbres l'ont employé avec le plus grand succès pour déterminer les proportions de plusieurs composés qui n'avaient pas été analysés; enfin, qu'il paraît être la source où M. Berzelius a puisé la première idée de sa belle théorie *sur les lois qui président à la composition des corps.*

De la Cristallisation.

La *cristallisation* est une opération dans laquelle les molécules des corps liquides ou aériformes se rapprochent de manière à donner naissance à un solide régulier que l'on nomme *cristal;* d'où il suit que la cohésion, ou l'attraction des molécules intégrantes, joue un très-grand rôle dans la cristallisation. Si le rapprochement de ces molé-

eules se fait d'une manière brusque et irrégulière, loin d'obtenir un cristal, il ne se forme qu'une masse confuse à laquelle on donne quelquefois le nom de *précipité*.

1°. On n'est pas encore parvenu à faire cristalliser tous les corps; mais un très-grand nombre de ceux que l'on ne peut pas obtenir sous cet état se trouvent parfaitement cristallisés dans la nature.

2°. Si la substance que l'on veut faire cristalliser est solide, il faut la rendre liquide ou aériforme, au moyen du feu, de l'eau, de l'esprit-de-vin ou d'un autre liquide.

3°. La cristallisation par le *feu* peut avoir lieu de deux manières différentes : ou la substance se transforme en vapeur, se volatilise et ne cristallise qu'à mesure que cette vapeur se condense et passe à l'état solide; ou bien, après avoir été fondue, elle se refroidit lentement et donne des cristaux réguliers : dans ce cas, le refroidissement commence par la surface du liquide, qui forme une espèce de croûte : on doit percer celle-ci aussitôt qu'elle se produit, et décanter les parties internes encore liquides, pour obtenir sous la forme de cristaux réguliers, celles qui restent dans le vase où la fusion a été opérée.

4°. La cristallisation par les *liquides* peut également se faire par deux procédés distincts : ou bien le solide est dissous dans le liquide bouillant, et alors il peut cristalliser par refroidissement; ou bien la dissolution est abandonnée à elle-même ou soumise à une douce chaleur; par ce moyen le liquide s'évapore, les molécules solides se rapprochent et donnent des cristaux réguliers. En général, les solides qui cristallisent dans l'eau en retiennent une portion.

Le même corps peut, en cristallisant, donner des solides dont la forme varie; ainsi un corps *A B* peut cristalliser en rhombes, en prismes hexaèdres, en dodécaèdres, etc.: on désigne ces formes sous le nom de *formes secondaires*.

Chacun de ces cristaux peut être transformé, par la division mécanique, en une forme qui sera la même pour tous, et que l'on connaît sous le nom de *forme primitive* : ainsi, on retire, dans quelques circonstances, un rhomboïde du prisme hexaèdre, du dodécaèdre, et du rhomboïde dont nous venons de parler. Le cristal qui constitue la forme primitive peut encore être subdivisé, et fournir de plus petits cristaux que l'on appelle *molécules intégrantes* : la forme de ces molécules peut être différente de celle de la forme primitive. C'est dans l'ouvrage de M. Haüy, l'illustre auteur de la *cristallographie*, que l'on trouvera des détails sur cette belle partie de l'*histoire naturelle*.

Après ces notions préliminaires, nous devons commencer l'histoire des corps élémentaires, que nous diviserons en *pondérables* et en *impondérables*.

CHAPITRE PREMIER.

Des Fluides impondérables.

Ces fluides sont :

1°. Le calorique ;
2°. La lumière ;
3°. Le fluide électrique ;
4°. Le fluide magnétique.

Si nous préférons commencer par l'exposition des phénomènes développés par ces fluides impondérables, cela doit être attribué à l'influence qu'ils exercent sur les autres corps de la nature, et surtout à ce que leur histoire, qui est plutôt du ressort de la physique que de la chimie, établit un passage naturel de la première à la dernière de ces sciences. L'impossibilité de peser et de saisir ces fluides en a fait nier l'existence à quelques physiciens ; mais la

plupart d'entre eux s'accordent à l'admettre, parce qu'elle facilite l'étude des phénomènes qui composent leur histoire. Nous sommes loin de vouloir entretenir le lecteur des discussions établies à cet égard entre les physiciens; les détails dans lesquels nous serions obligés d'entrer seraient déplacés dans un ouvrage de ce genre, et peu propres à répandre quelque jour sur le fond de la question. Aussi allons-nous aborder individuellement leur histoire, en nous réservant cependant de faire connaître, à la fin de l'article *Calorique*, les principales hypothèses sur la *cause de la chaleur*.

ARTICLE PREMIER.

Du Calorique.

9. Le calorique est un fluide extrêmement subtil, faisant partie constituante de tous les corps, et dont les caractères principaux sont : 1°. de se mouvoir sous forme de rayons lorsqu'il est libre; 2°. de produire, par son accumulation sur tous les corps, une dilatation plus ou moins sensible (1), suivie quelquefois de décomposition; 3°. d'agir par conséquent en sens contraire de l'attraction; 4°. de nous faire éprouver, lorsqu'il est en contact avec nos organes, une sensation particulière connue sous le nom de *chaleur*; 5°. enfin, de déterminer, par sa soustraction, des effets inverses aux précédens, savoir la contraction et le sentiment de froid. Nous allons donner quelque développement à chacun de ces cinq caractères.

10. *Le calorique se meut sous la forme de rayons lorsqu'il est libre.* On peut démontrer la certitude de cette pro-

(1) Il n'y a qu'un petit nombre de corps qui fassent exception. (*Voy.* § 24.).

position à l'aide de deux réflecteurs concaves. *Expérience* (*Voyez* pl. 5, fig. 42). Si l'on place, à cinq ou six pieds de distance l'un de l'autre, les deux miroirs concaves de cuivre *A* et *B*, dont la concavité est parfaitement polie, et dont les parties concaves sont en regard, on remarquera, si les axes *DD* se confondent, qu'un morceau d'amadou placé au foyer *f* du miroir *B* s'allumera presqu'aussitôt après que l'on aura rempli de charbons incandescens un réchaud placé au foyer *F* du miroir *A*. Ce fait ne peut s'expliquer que par l'une ou l'autre de ces hypothèses : ou le calorique émané des charbons rouges disposés en *F* se communique de proche en proche jusqu'à l'amadou, par le moyen des couches d'air intermédiaires, ou bien il s'élance de ces mêmes charbons sur le miroir *A*, sous la forme de rayons, est réfléchi par ce même miroir qui le renvoie sur l'autre *B*, d'où il est de nouveau réfléchi pour se porter en *f*, foyer où se trouve l'amadou. La première de ces hypothèses n'est pas admissible; car les points *PP*, beaucoup plus proches des charbons incandescens que le foyer *f*, ne sont pas à beaucoup près aussi chauds que l'est ce foyer, ce qui devrait être si on l'admettait : nous devons donc embrasser la seconde hypothèse, celle qui suppose le rayonnement du calorique. Voici maintenant comment se comporte un des rayons calorifiques émanés des charbons incandescens : ce que nous dirons de celui-ci doit s'entendre de tous ceux qui tombent près de l'axe *DD*. Le rayon *Fs* tombe sur le point *S* du miroir *A*, sous un angle *Fsg* fait avec la tangente *tg*. Si la face concave de ce miroir n'était pas très-polie, ce rayon serait absorbé par lui et y resterait en combinaison; mais, en vertu du brillant dont elle est douée, ce rayon est réfléchi parallèlement à l'axe *DD*, sous un angle *tso* égal à l'angle d'incidence *Fsg*. Parvenu sur le point *O* de la face concave du miroir *B*, où il ne peut pas être absorbé parce que cette surface est

très-polie, il est de nouveau réfléchi en *f*, sous un angle *f O r* fait avec la tangente *e r*, et égal à l'angle *e O s*.

Si, au lieu de charbons incandescens, on place au foyer *F* un boullet métallique que l'on a fait chauffer, un vase contenant de l'eau bouillante ou tout autre corps chaud, on remarque des phénomènes analogues : la substance disposée en *f*, moins chaude que celles dont nous parlons, s'échauffe par degrés et à mesure qu'elle reçoit les rayons calorifiques réfléchis. Nous aurons occasion de revenir sur l'emploi de ces miroirs.

Propriétés du calorique rayonnant. 1°. Comme nous venons de le prouver, le calorique rayonnant est susceptible de se réfléchir lorsqu'il tombe sur la surface de certains corps, principalement de ceux qui sont polis; alors il ne se combine pas avec eux : si la surface des corps est raboteuse, loin d'être réfléchi par elle, il est absorbé et l'échauffe. 2°. Il traverse l'air avec rapidité et ne se combine pas sensiblement avec lui. Schéele fit des expériences avec des miroirs concaves dans un appartement très-froid, et il observa que l'haleine des animaux placés à peu de distance du foyer du miroir où l'on avait enflammé le soufre au moyen du calorique rayonnant, était visible; ce qui ne serait pas arrivé si l'air se fût échauffé. 3°. La marche des rayons calorifiques n'est pas gênée dans son mouvement par un courant d'air. En effet, ce même physicien observa que la combustion du soufre placé au foyer d'un miroir avait constamment lieu, quelles que fussent l'intensité et la direction du vent, pourvu que la porte du poêle allumé qui devait fournir le calorique rayonnant fût ouverte. 4°. Le calorique rayonnant est susceptible d'être réfracté, d'après les expériences de Herschell.

Le calorique produit, par son accumulation sur tous les corps organiques et inorganiques, une dilatation plus ou

moins sensible. Plusieurs expériences viennent à l'appui de cette proposition (1).

A (*Voyez* pl. 6, fig. 43). Si l'on prend un poids métallique *P*, et qu'on le fasse rougir, on observera qu'il ne peut plus entrer dans l'anneau *C*, tandis qu'il parcourait librement cet anneau avant d'avoir été chauffé, et qu'il pourra y entrer également lorsqu'il sera refroidi : le poids métallique a donc éprouvé une dilatation de la part du calorique ; *mais cette dilatation n'a pas été portée assez loin pour que ses molécules soient devenues fluides.* L'instrument qui sert à faire cette expérience porte le nom d'*anneau de St Gravesande.*

B. Si l'on accumule du calorique (au moyen de charbons ardens) sur une petite quantité d'*éther* liquide placé à la partie supérieure d'une longue cloche remplie de mercure, et renversée sur une cuve du même métal, de manière à ce que l'ouverture de cette cloche soit en bas, on remarque que l'éther se dilate, chasse le mercure qui remplissait la cloche dans la cuve, perd l'état liquide et ressemble à de l'air ; mais si on cesse d'accumuler du calorique, bientôt l'appareil et l'éther se refroidissent, le mercure rentre de nouveau dans la cloche, et l'éther contracté reprend sa forme liquide. Ici, la dilatation a été portée assez loin pour que les molécules de l'éther soient devenues aériformes. On donne à ce nouvel état des molécules le nom d'état *gazeux.*

C. Le *thermomètre,* instrument connu de tout le monde, est une nouvelle preuve de la dilatation que le calorique fait éprouver aux liquides : en effet, la quantité de mercure ou d'esprit-de-vin renfermée dans cet instrument est la même, qu'il fasse très-chaud ou très-froid ; elle paraît

(1) Nous avons déjà dit qu'il n'y avait qu'un petit nombre d'exceptions à cette loi. (*Voyez* § 24).

seulement plus grande lorsqu'il fait chaud, parce que le calorique agit sur elle et la dilate plus qu'il ne dilate le verre qui la contient.

D. Si l'on chauffe avec précaution une vessie renfermant une certaine quantité d'air, et dont le col est parfaitement serré, on observe que ce fluide aériforme se dilate par degrés, la vessie se distend, et peut même se déchirer si l'on accumule assez de calorique.

Nous venons d'établir, à l'aide d'expériences décisives, que l'accumulation du calorique dans un corps en détermine la dilatation. Nous prouverons bientôt que cette dilatation diffère pour les corps solides, liquides ou gazeux, soumis au même degré de chaleur.

Le calorique agit en sens inverse de l'attraction. Il suffit ici du plus léger raisonnement pour être convaincu. L'attraction est une force qui tend sans cesse à rapprocher les molécules; le calorique, au contraire, cherche constamment à les éloigner : c'est du rapport qui existe entre ces deux forces que dépendent les états *solide*, *liquide* et *gazeux* sous lesquels tous les corps se présentent.

Le calorique nous fait éprouver, lorsqu'il est en contact avec nos organes, une sensation particulière connue sous le nom de chaleur. Ainsi l'on ne confondra pas ces deux mots. La *chaleur* est un effet produit par le *calorique*, que nous devons regarder comme la cause de cet effet; plus cette cause agit avec force, plus l'effet est marqué, toutes choses égales d'ailleurs. On appelle *température* le degré appréciable de cette chaleur : on dit que la température d'un corps est plus élevée que celle d'un autre lorsqu'il produit sur nous une plus vive sensation de chaleur.

Le calorique détermine par sa soustraction des effets inverses aux précédens, savoir, la contraction et le sentiment de froid. La contraction des corps qui perdent du

calorique est prouvée par toutes les expériences qui précèdent. Quant au sentiment de froid, quelques physiciens pensent devoir l'attribuer à un fluide particulier qu'ils nomment *frigorifique*, plutôt qu'à l'absence du calorique : nous admettons, au contraire, cette dernière hypothèse, parce qu'elle rend raison de tous les phénomènes, et qu'elle nous dispense d'adopter sans nécessité l'existence d'un nouveau fluide impondérable.

Après avoir exposé les divers caractères du calorique, nous allons donner une idée de plusieurs instrumens *propres à nous faire connaître la différence qui existe entre la température de deux corps inégalement chauffés.* Ces instrumens sont appelés *thermomètres.*

Des Thermomètres.

11. Puisque tous les corps sont dilatés ou contractés par les variations de température, ils pourraient tous servir, à la rigueur, à indiquer ces variations, et par conséquent à la construction des thermomètres; mais les uns sont peu dilatables, et ne nous permettent pas d'observer facilement le changement que leur volume éprouve lors de ces variations : tels sont les solides; les autres se dilatent tellement par les plus légères variations de chaleur, qu'ils seraient d'un usage trop incommode quand la température serait très-élevée : tels sont les gaz. Les liquides sont de tous les corps ceux qui offrent le plus d'avantage, car ils se dilatent plus que les solides et moins que les gaz : aussi les emploie-t-on de préférence pour la construction de ces instrumens. Il en est un surtout, le *mercure*, qui réunit à l'avantage d'être sensible aux légères variations de température, celui de se dilater régulièrement, et d'une manière proportionnelle à celle des corps gazeux, entre la température de 36 degrés au-dessous de la glace fondante et celle de l'eau bouillante, *lorsqu'il est renfermé dans un*

tube de verre; il peut en outre supporter un assez grand degré de chaleur sans bouillir, et un froid assez marqué sans se geler.

Du Thermomètre à mercure.

12. *Manière de faire ce thermomètre.* On prend un tube de verre cylindrique dont l'ouverture soit capillaire ou n'ait qu'un très-petit diamètre; on attache avec soin l'une de ses extrémités à l'ouverture d'une bouteille de gomme élastique; l'autre extrémité est chauffée à la flamme de la lampe jusqu'à ce que le verre soit ramolli; on l'arrondit en bouton au moyen d'une petite tige métallique; on la chauffe jusqu'au rouge blanc; on dispose le tube de manière à ce que le bouton se trouve en haut, et on presse avec la main sur la bouteille de gomme élastique : par ce moyen, le tube se trouve soufflé en boule, sans contenir d'humidité, comme cela arriverait s'il avait été soufflé avec la bouche.

Ce premier objet étant rempli, on doit s'occuper de chasser une grande partie de l'air du petit appareil et d'y introduire le métal : pour cela, on fait chauffer la boule, et l'on plonge l'extrémité du tube dans du mercure parfaitement pur et bien sec. A mesure que l'appareil se refroidit, la petite quantité d'air qui le remplissait et qui avait été dilatée par la chaleur se contracte, et il s'y forme un vide : alors, en vertu de la pression atmosphérique, le mercure s'élance pour remplir ce vide, et parvient peu à peu jusque dans la boule : on chauffe de nouveau la boule et le mercure qu'elle contient; on porte même celui-ci jusqu'à l'ébullition : la vapeur mercurielle formée chasse une nouvelle quantité de l'air qui restait dans l'appareil; en sorte que l'on peut de nouveau remettre l'extrémité du tube dans le mercure pour faire entrer une nouvelle quantité de ce métal : on répète ces opérations deux ou trois fois, jus-

qu'à ce que toute la capacité du petit appareil en soit remplie; dans cet état, on s'occupe de chasser celui qui est superflu; pour cela, on chauffe de nouveau la boule jusqu'à ce que les deux tiers du mercure contenu dans le tube soient expulsés à l'état de vapeur; alors, le mercure étant encore bouillant, on fait fondre l'extrémité du tube à la lampe, on l'effile et on le ferme hermétiquement : par ce moyen, il ne reste plus d'air dans l'appareil, et les deux tiers supérieurs, presque vides, peuvent permettre la dilatation du métal soumis à l'action du calorique.

Si l'on ne peut pas se procurer un tube cylindrique, on choisira celui qui approchera le plus de cette forme, et on le partagera en divisions d'égale capacité, d'après la méthode de M. Gay-Lussac. (*Voyez* les ouvrages de physique).

Graduation du Thermomètre. On entoure de glace fondante la boule et la partie du tube qui contient le mercure; on marque le point où celui-ci s'arrête au bout de quelques minutes; on retire l'appareil de la glace et on le plonge dans la vapeur de l'eau distillée bouillante. Pour cela, on fait chauffer un peu d'eau dans un vase *métallique* plus long que le thermomètre, muni d'un couvercle percé de deux trous, dont l'un donne issue à la vapeur de l'eau, et l'autre sert à laisser passer la partie supérieure du tube, de manière que la partie à laquelle on soupçonne le point d'ébullition soit juste en vue. Le mercure, enveloppé de vapeurs aqueuses, s'élève graduellement dans le tube, et lorsqu'il devient stationnaire, on marque la place où il s'arrête. Il importe beaucoup que la hauteur du baromètre qui indique la pression de l'atmosphère soit de soixante-seize centimètres (28 pouces). Ces deux points étant donnés, savoir, celui de la glace fondante et celui de l'eau bouillante, on divise l'intervalle en cent parties égales que l'on nomme *degrés*, si l'on veut avoir le thermomètre cen-

tigrade ou de *Celsius*, et en quatre-vingts, si l'on veut obtenir le thermomètre de Deluc, vulgairement dit de *Réaumur*. Le point qui correspond à la glace fondante est le 0° du thermomètre; l'autre est le 100°, ou le 80°.

La longueur d'un degré étant connue par ce moyen, on peut pousser la division au-dessous de zéro, et au-dessus du point donné par l'ébullition. On exprime par le signe — les degrés au-dessous de zéro; et par le signe + ceux qui sont au-dessus. On voit, par ce qui précède, que des thermomètres gradués ainsi dans différentes parties du monde doivent être comparables entre eux, puisque la glace fond par-tout à la même température, et que l'eau entre toujours en ébullition au même degré, si toutefois la pression de l'atmosphère est comme nous l'avons indiqué.

13. Les points fixes du thermomètre de Fahrenheit sont, d'une part, l'eau bouillante, et de l'autre le froid produit par un mélange de sel marin et de neige. Le nombre de degrés compris entre ces deux points est de deux cent douze : 9° de ce thermomètre équivalent à 5° du thermomètre centigrade, et à 4° de celui de Deluc, dit de *Réaumur*. Enfin, le 0° correspond au point donné par le froid artificiel, et le 32° au 0° du thermomètre centigrade.

14. Le thermomètre de Delisle est aussi à mercure; mais il n'a qu'un point fixe, celui de la chaleur de l'eau bouillante, désigné par 0°; au-dessous de ce point l'on observe cent cinquante divisions qui sont les degrés; le 150° répond au 0° du thermomètre centigrade; 7°,5 de ce thermomètre équivalent à 5° du thermomètre centigrade, et à 4° de celui de Deluc.

15. Les thermomètres à mercure ne sont pas les seuls employés; on est quelquefois obligé de faire usage de l'alcool (esprit-de-vin), par exemple, lorsque la température que l'on cherche à connaître est bien au-dessous de zéro, car alors le mercure tend à se solidifier, tandis que l'es-

prit-de-vin ne se gèle pas, même lorsqu'on l'expose à l'action de mélanges frigorifiques très-intenses. En général, ces deux sortes d'instrumens ne s'emploient que pour les températures moyennes; trop peu sensibles à l'action des petites quantités de calorique, ils ne peuvent rien indiquer lorsque la température est peu élevée; tandis qu'ils seraient brisés et leurs liquides vaporisés si on les mettait en contact avec des corps dont la température fût très-élevée.

16. *Pyromètres*, instrumens solides propres à faire connaître les températures les plus élevées. Celui de Wedgwood est fondé sur la propriété qu'a l'argile de se contracter par l'action de la chaleur, 1°. parce qu'elle se dessèche, 2°. parce que les élémens qui la composent se combinent plus intimement. Le 0° de ce pyromètre correspond, d'après Wedgwood, à 598° du thermomètre centigrade, et chacun de ses degrés en représente soixante-douze du thermomètre centigrade. Cet instrument est tellement défectueux que nous ne croyons pas devoir le décrire : en effet, M. Hall a prouvé que l'argile se contractait autant lorsqu'on la chauffait pendant long-temps jusqu'au rouge-cerise, que lorsqu'elle était soumise, pendant un temps beaucoup plus court, à l'action d'une température plus élevée, par exemple, au rouge-blanc.

On ne connaît pas de corps plus propres à mesurer les hautes températures des fourneaux que les métaux. On peut voir, dans l'ouvrage de physique de M. Biot, une description détaillée du pyromètre métallique de Lavoisier et de M. Laplace (tome 1) : nous nous bornerons ici à faire connaître celui dont fait usage M. Brogniard à la manufacture de porcelaine de Sèvres, et qui ne sert qu'à déterminer des termes fixes dans les hautes températures (fig. 44). *DD* est une barre métallique qui s'appuie sur un obstacle fixe *CC* par une de ses extrémités; l'autre extrémité pousse le bout *L* d'un levier coudé *LEB*, mobile autour du cen-

tre fixe *E*, et dont la branche *E B* sera cent fois plus longue que *E L*. *A A* est une division circulaire placée à l'extrémité du bras *E B*. Supposons maintenant que l'on chauffe la barre *D D* de manière à la dilater d'un millimètre; le bout du levier *L* marchera de cette quantité, et par suite l'extrémité *B* de l'aiguille parcourra cent millimètres ou un espace cent fois plus grand. Si l'on suppose maintenant que la chaleur soit assez forte pour opérer dans la barre *D D* une dilatation double, l'aiguille *B* parcourra un espace de deux cents millimètres. On peut en dire autant des autres degrés de chaleur auxquels la barre est soumise. Il est donc évident que toutes les fois que la chaleur sera telle que nous venons de l'indiquer, l'aiguille *B* reviendra à la même division.

17. *Thermomètre à air.* Le plus avantageux de tous ceux qui sont connus est le *thermomètre différentiel de M. Leslie.* Pour le construire, on prend deux tubes dont la longueur peut être inégale, d'un diamètre un peu plus grand que celui des thermomètres ordinaires, terminés chacun par une boule creuse, de quatre à sept dixièmes de pouce de diamètre; on introduit dans l'une des boules une petite quantité d'acide sulfurique teint avec du carmin; on joint ensemble les deux tubes à la flamme d'un chalumeau, et on les recourbe de manière à leur faire prendre la forme de la lettre *U* (*Voyez* pl. 6, fig. 45). La distance d'une boule à l'autre est d'environ 2 à 4 pouces; le tube plus court *D C*, auquel on fixe l'échelle, doit avoir un diamètre intérieur bien égal et d'un quinzième, même d'un seizième de pouce; l'autre tube *E F* n'a pas besoin d'être aussi régulier, mais il doit être plus large : leur hauteur peut être de trois à six pouces. La boule *B* prend le nom de *boule focale*; *E* représente le niveau du liquide dans la boule *B*, et *M* le représente dans le tube *D C*.

18. *Graduation de ce thermomètre.* Les deux boules

étant à la même température, on note le point où s'arrête le liquide dans le tube *D C* : ce point est le 0°; on entoure de glace fondante la boule *D*; on place l'instrument dans une chambre à 10°, ou à tout autre degré; on sépare l'une de l'autre les deux boules au moyen d'un écran : alors la boule *B* se trouve à 10°; l'air qu'elle renferme, plus dilaté que celui de la boule *D*, pousse le liquide en avant, et le fait élever dans la branche *D C* jusqu'à une certaine hauteur que l'on note. L'intervalle compris entre ce point et le 0° est divisé en cent parties égales. Si l'on voulait avoir des degrés au-dessous de 0°, on ferait une opération inverse, en entourant la boule *B* de glace et en chauffant la boule *D*. Dix degrés de ce thermomètre correspondent à un degré du thermomètre centigrade. En se servant de cet instrument, on doit avoir présent à l'esprit que le liquide coloré montera d'autant plus dans la branche *C D*, que l'air de la boule *B* sera plus échauffé par rapport à celui que contient l'autre boule : ce thermomètre indique donc la différence de température des deux espaces occupés par les boules *B*, *D* : c'est ce qui lui a valu le nom de *thermomètre différentiel* : il sert à mesurer les températures très-basses. Rumford inventa, après M. Leslie, un instrument auquel il donna le nom de *thermoscope*, qui n'est autre chose que le thermomètre différentiel construit sur de plus grandes proportions, et dans lequel l'alcool (esprit-de-vin) remplace l'acide sulfurique.

De la Dilatation des corps par le calorique.

19. Nous avons prouvé que les corps sont tous dilatés par le calorique. Nous devons maintenant examiner si la dilatation est la même pour les corps solides, liquides ou gazeux, soumis aux mêmes températures.

La dilatation des corps solides est peu marquée, et diffère à-peu-près dans chacun d'eux : ainsi le fer et le char-

bon, chauffés au même degré, se dilatent inégalement. On avait cru jusque dans ces derniers temps que la dilatation, considérée isolément dans un corps solide, était sensiblement proportionnelle à la température; mais il résulte des expériences récentes de MM. Dulong et Petit que cette assertion est erronée. En effet, ils ont prouvé que la dilatation des solides augmente avec la température: ainsi, le fer se dilate plus en passant de 300° à 400°, qu'en passant de 100° à 200°. Cette dilatation prend surtout un accroissement sensible lorsque le métal est prêt à fondre. Le verre se dilate plus rapidement que les métaux solides, et la dilatation de ceux-ci est plus rapide que celle du mercure.

20. *La dilatation des liquides* de différente nature, soumis à la même température, varie comme celle des solides : pour le prouver on prend plusieurs boules de verre vides et surmontées de tubes de la même matière; on introduit dans l'une d'elles de l'esprit-de-vin, et dans les autres de l'eau, de l'huile ou du mercure; on note la hauteur du tube à laquelle chacun de ces fluides correspond, puis on les expose dans un vase contenant de l'eau chaude : on ne tarde pas à observer que la dilatation éprouvée par ces substances est inégale. Comme les solides, les corps liquides, ne se dilatent pas d'une manière uniforme, surtout lorsqu'ils approchent du point de l'ébullition ou de celui de la congellation : ainsi, par exemple, l'eau se dilatera moins en passant de 10° à 20° que lorsqu'elle montera de 70° à 80°.

Le mercure, qui avait été regardé comme le seul liquide faisant exception à cette loi, est absolument dans le même cas, du moins entre la température de 36° au-dessous de la glace fondante et celle de l'eau bouillante.

Toutefois, si la dilatation de ce métal, pris isolément, n'est pas en rapport avec l'accroissement de température, elle le devient lorsqu'il est renfermé dans un tube de

c'est qu'alors la dilatation du verre et celle du mercure se combinent, et il en résulte une compensation exacte. On conçoit donc que les thermomètres faits avec ce métal doivent être propres à donner la mesure exacte des températures entre les degrés que nous venons d'indiquer.

21. *Dilatation des gaz.* Il résulte des expériences faites par MM. Gay-Lussac et Dalton, que tous les gaz se dilatent également : ainsi l'air atmosphérique et la vapeur de l'éther, chauffés à un même degré, se dilateront d'une quantité égale. Indépendamment de cette propriété commune, que ne partagent ni les solides ni les liquides, ils en possèdent une autre qui n'appartient pas non plus aux corps des autres classes, savoir que la dilatation de chacun d'eux est la même pour chaque degré. L'expérience prouve en effet qu'une partie d'un gaz quelconque, chauffée depuis le degré de glace fondante jusqu'à celui de l'ébullition de l'eau, se dilate de 0,375 de son volume. Suivant M. Gay-Lussac, cette uniformité de dilatation n'aurait lieu qu'entre 0° et 100°; mais elle existe à des températures beaucoup plus élevées, d'après les expériences récentes de MM. Dulong et Petit. Nous tirerons parti de ces données, que nous nous contentons d'indiquer ici, en nous réservant d'y revenir à l'article *Analyse des gaz.*

Causes de l'état et du changement d'état des corps.

22. Nous avons vu, 1° que les molécules intégrantes des corps tiennent entre elles en vertu de la force de cohésion ou d'attraction ; 2°. qu'on peut les éloigner les unes des autres en les soumettant à l'action du calorique, de manière à opérer dans les corps dont elles font partie une plus ou moins grande dilatation. Nous avons conclu de ces faits que l'état solide, liquide ou gazeux des différentes

substances dépend du rapport qui existe entre ces deux forces : ainsi, supposons pour un instant que la chaleur du globe soit extrême; la dilatation sera telle que tous les corps seront gazeux; si elle est nulle ou presque nulle, l'attraction deviendra tellement prépondérante qu'il n'y aura que des solides; enfin si chacune de ces forces agit modérément, nous pouvons concevoir qu'il y aura des substances solides, liquides et gazeuses. Ces considérations nous permettent d'établir que *le passage d'un corps solide à l'état liquide d'abord, puis à l'état gazeux, ne peut avoir lieu sans que le corps absorbe le calorique nécessaire pour vaincre sa force de cohésion*, et vice versâ; *que lorsque de gazeux il devient liquide ou solide, il doit perdre du calorique, puisque ses molécules se rapprochent.* Nous devons maintenant étudier les phénomènes que présentent les corps dans ces différens passages.

De la Fusion des corps par le calorique.

23. Lorsqu'on soumet à l'action du calorique un corps solide susceptible de fondre, tel que le plomb, on remarque qu'il s'échauffe de plus en plus jusqu'à ce qu'il commence à fondre; dès cet instant la température reste la même, et ce n'est que lorsque toute la masse a été fondue qu'elle commence de nouveau à s'élever. Voici un fait qui met cette vérité hors de doute. Que l'on chauffe une livre de glace dont la température est à 10° au-dessous de zéro, sa température s'élèvera; si lorsqu'elle est parvenue à zéro, degré auquel elle commence à fondre, on la mêle avec une livre d'eau à 75° + 0, la livre de glace absorbe le calorique de l'eau chaude, passe de l'état solide à l'état liquide, et la température reste toujours à 0°. Les physiciens ont désigné sous le nom de *calorique latent* cette quantité de calorique qui n'est pas sensible au thermo-

mètre, et qui, dans ce cas, est employée à opérer le passage de l'état solide à l'état liquide; tandis qu'ils ont donné le nom de *calorique libre* ou *sensible* à celui qui agit sur le thermomètre, élève la température des corps et nous échauffe.

24. On est loin de pouvoir affirmer que tous les corps se dilatent en passant de l'état solide à l'état liquide : en effet, plusieurs d'entr'eux occupent un volume plus petit après ce passage : tels sont la glace, le fer, le bismuth, l'antimoine, presque tous les sels qui cristallisent en prismes, etc. On a observé depuis long-temps que tous ces corps se dilatent sensiblement en passant de l'état liquide à l'état solide, au point que les vaisseaux de verre remplis de ces liquides se brisent ordinairement lorsque la solidification a lieu. On a expliqué ce phénomène en disant que les molécules de ces corps à l'état solide sont disposées entr'elles de manière à occuper un plus grand espace que lorsqu'elles sont liquides.

25. La fusion des divers corps solides s'opère à des températures différentes : on a appelé *très-fusibles* ceux que la plus légère chaleur suffit pour fondre, et on a donné le nom d'*infusibles* à ceux dont la fusion ne peut s'obtenir dans le meilleur feu de nos forges; mais il est évident qu'il n'existe point de corps infusibles. Ceux qui ont été regardés comme tels fondent facilement si on les soumet à un degré de chaleur supérieur à celui de nos forges : c'est ainsi que, dans ces derniers temps, on est parvenu à en fondre un très-grand nombre au moyen d'un chalumeau inventé par Brooks, et dont nous donnerons la description à l'article *Hydrogène*.

De la Transformation des liquides en gaz.

26. Nous avons dit que les molécules d'un très-grand nombre de corps pouvaient être assez éloignées par le calorique pour passer à l'état aériforme ou de *gaz*. On appelle *gaz permanent* celui qui ne change point d'état, lors même qu'il est soumis à un refroidissement et à une pression considérables : tel est, par exemple, l'air atmosphérique. On donne le nom de *gaz non permanent* ou de *vapeur* à celui qui devient liquide ou solide lorsqu'on le refroidit ou qu'on le soumet à une pression convenable. Nous ne devons nous occuper ici que des vapeurs, et nous croyons devoir exposer leurs propriétés avant d'examiner les phénomènes de leur formation.

Des Propriétés des vapeurs.

A. Les vapeurs parfaitement formées sont pour la plupart invisibles (1). On peut se servir, pour prouver ce fait, de la vapeur de l'eau qui se trouve constamment dans l'air. Il ne restera aucun doute sur son invisibilité si nous démontrons qu'elle existe dans l'atmosphère lorsque celle-ci n'offre aucun nuage, et que l'air est invisible et parfaitement transparent (2). *Expérience*. Que l'on fasse un mélange de sel commun et de neige ou de glace pilée; qu'on

(1) Nous disons pour la plupart, car la vapeur de l'iode est violette, et la vapeur nitreuse est jaune-orangée.

(2) Rigoureusement parlant, on ne peut pas dire que l'air soit invisible, car il est bleu; mais cette couleur n'est sensible que lorsqu'il est en masse, comme, par exemple, dans ce que l'on appelle *ciel*. Il est même probable que l'air qui se trouve dans une chambre nous paraîtrait bleu si la lumière réfléchie par les autres corps ne nous empêchait pas de voir sa couleur, qui est excessivement faible.

l'expose à l'air dans une terrine, bientôt la surface externe de celle-ci se recouvrira d'une couche blanche qui n'est autre chose que la vapeur aqueuse de l'air solidifiée : en effet, le mélange dont nous parlons a la faculté de produire un refroidissement de plusieurs degrés au-dessous de zéro, et par conséquent d'enlever du calorique à tous les corps environnans, parmi lesquels se trouve la vapeur contenue dans l'air. Ce fait nous permet d'expliquer un phénomène connu, savoir, que les caves fument en hiver. La température de ces lieux est constamment de 10°+0°; en hiver, l'air de la cave, plus chaud et plus dilaté que celui de l'atmosphère, cherche à en sortir, et se trouve en contact avec de l'air froid; celui-ci absorbe du calorique à la vapeur qu'il contient, la condense et la fait paraître sous la forme d'un nuage ou de fumée. 2°. Lorsqu'on expose à l'air parfaitement transparent des substances sèches et avides d'eau, elles ne tardent pas à s'humecter et à se dissoudre : la pierre à cautère (potasse), le chlorure de calcium (muriate de chaux), la terre foliée de tartre (acétate de potasse) sont dans ce cas.

B. La vapeur occupe un espace beaucoup plus grand que celui du liquide qui a servi à la former : ainsi, un pouce cube d'eau liquide à 4°+0 occupe 1698 pouces cubes lorsqu'il est à l'état de vapeur. *Expérience*. M. Gay-Lussac a prouvé ce fait en réduisant en vapeur une quantité déterminée d'eau contenue dans un petit tube qu'il avait placé dans une cloche graduée pleine de mercure et renversée sur un bain de ce métal. Il est évident qu'au moment de la vaporisation de l'eau, le tube a été brisé, et le mercure de la cloche refoulé en bas : alors on a pu déterminer quel était l'espace occupé par la vapeur, puisque la cloche était graduée.

C. La vapeur a exactement la même température que celle du liquide qui la fournit et qui est en ébullition. On

peut s'en convaincre en plongeant un thermomètre dans la vapeur qui se forme lorsque l'on fait bouillir un peu d'eau dans un grand vase.

D. La vapeur jouit d'une force expansive extraordinaire connue sous le nom de *tension*. Vauban a trouvé, par des expériences qui demanderaient à être répétées, que 140 livres d'eau en vapeur produisent une explosion capable de faire sauter une masse de 77,000 livres; tandis que 140 livres de poudre ne produisent le même effet que sur une masse de 30,000 livres. La tension ou la pression de la vapeur varie suivant les températures. D'après M. Dalton, celle de l'eau, à zéro therm. centigr., n'est que de 0,00508 mètre, tandis qu'à 30° elle est 0,03073 mètre.

E. La vapeur contient une très-grande quantité de calorique. MM. Clément et Désormes ont fait voir qu'un kil. de vapeur d'eau à 100°, mis en contact avec 5 kil.,66 d'eau à 0°, élève la température des 6 kil.,66 résultans à 100°, pourvu qu'il n'y ait point de perte.

F. La vapeur peut aussi passer à l'état liquide par la compression. Supposons qu'un espace rempli de vapeur soit diminué de moitié, la moitié de la vapeur se condensera; si l'espace est réduit au tiers, les deux tiers de la vapeur seront condensés; enfin, si la compression a lieu dans le vide, et qu'elle soit assez forte, la condensation sera totale.

G. Il n'en est pas de même lorsque la vapeur est mêlée à l'air; quelque grande que soit alors la force comprimante, la vapeur n'est jamais condensée en entier.

De la Formation des vapeurs dans le vide.

27. Si l'on place un liquide dans un espace vide, par exemple, sous le récipient de la machine pneumatique (1),

(1) On fait le vide au moyen d'une machine que l'on nomme

il se forme aussitôt une certaine quantité de vapeur, quelle que soit la température de ce liquide. La quantité de vapeur produite est d'autant plus grande, 1° que l'espace dans lequel elle se forme est plus considérable; 2°. que la température du liquide est plus élevée : ainsi de l'eau à 10° + 0 fournira, dans un espace *E*, moitié moins de vapeur que dans un espace double 2 *E*, pourvu que la température soit la même. D'un autre côté, de l'eau à 12° fournira plus de vapeur que celle qui n'est qu'à 10°, si toutefois l'espace dans lequel elle se forme ne varie pas. Nous devons encore ajouter que la quantité de vapeur produite augmente dans un plus grand rapport que la température : ainsi il s'en formera davantage de 10° à 20°, qu'il ne s'en produit de 0° à 10°.

La nature des liquides influe aussi sur la quantité de vapeur formée : l'acide sulfurique, l'éther et l'eau, par exemple, placés dans un espace de même grandeur et à la même température, fourniront des quantités inégales de vapeur. On a cru pendant un certain temps qu'il s'en formait d'autant plus, ou que la vapeur était d'autant plus dense, que le liquide entrait plus difficilement en ébullition; mais cette loi, qui est vraie pour un grand nombre de liquides, se trouve en défaut lorsqu'on l'applique au carbure de soufre, liquide moins volatil que l'éther, et cependant dont la vapeur est plus légère.

---

pneumatique, dont on trouve la description dans tous les ouvrages de physique. Il y a beaucoup de rapport entre la manière dont on vide l'air d'une cloche au moyen de cette machine, et la manière dont on vide l'eau d'un vase au moyen d'une seringue : lorsqu'on tire à soi le piston d'une seringue, le corps de pompe se remplit d'eau; dans la machine pneumatique, lorsqu'on fait mouvoir le piston, le corps de pompe se remplit d'air qui s'échappe dans l'atmosphère par des ouvertures munies de soupapes.

Comment se fait-il que l'eau à 10°, placée dans le vide, donne de la vapeur qui, comme nous l'avons dit, renferme une très-grande quantité de calorique? quel est le corps qui fournit ce calorique? L'eau elle-même. Supposons, pour concevoir ce phénomène, que l'on emploie 100 grains d'eau à 10°, et qu'il y en ait 20 grains de vaporisés, les 80 autres ont fourni le calorique nécessaire pour former la vapeur, en sorte qu'au bout d'un certain temps leur température se trouvera à 6° ou à 4°, et même à un degré inférieur.

M. Leslie a fait dans ces derniers temps une application fort intéressante de ces données. *Expérience.* On place sous le récipient de la machine pneumatique deux capsules éloignées l'une de l'autre; la première contient de l'eau, l'autre renferme de l'acide sulfurique concentré, qui a beaucoup d'affinité pour ce liquide. On fait le vide; une partie de l'eau s'évapore, occupe l'espace auparavant vide, mais ne tarde pas à être absorbée par l'acide; le récipient se trouve vide de nouveau; l'évaporation et l'absorption recommencent jusqu'à ce que l'eau de la capsule ait fourni assez de calorique à celle qui s'est vaporisée pour passer à l'état solide. Dans cette expérience, l'acide sulfurique s'échauffe et s'affaiblit.

M. Leslie vient de prouver que le basalte porphyrique, en décomposition, agit de la même manière que l'acide sulfurique. Lorsque ce corps a été bien desséché, il absorbe la cinquantième partie de son poids d'humidité, sans que son pouvoir absorbant ait été affaibli de moitié, et la vingt-cinquième partie avant qu'il soit réduit au quart; il n'est saturé que lorsqu'il a absorbé près du cinquième de son poids d'eau. Suivant M. Leslie, le basalte dont nous parlons, et même la terre des jardins bien desséchée et réduite en poudre, peuvent faire congeler plus du sixième de leur poids d'eau, pourvu qu'on les fasse agir par une

grande surface. Il est à remarquer que les poudres qui ont déjà servi acquièrent, par la dessiccation, la propriété de congeler une nouvelle quantité de liquide. Ces résultats pourront fournir des applications utiles pour les arts.

M. Configliachi, professeur de Pavie, est parvenu depuis à congeler de l'eau dont il avait imbibé une éponge, en faisant le vide et sans ajouter d'acide sulfurique : la température de l'air extérieur était à 18° therm. centigr.; elle était, sous le récipient, à 3° — o. Il a remarqué que cette congélation était précédée d'un abaissement du thermomètre de quelques degrés au-dessous de zéro; mais que lorsqu'elle commençait, le mercure montait à zéro, point auquel il restait pendant tout l'acte de la congélation.

De la Formation des vapeurs à l'air libre.

28. Muschembroek, Leroy de Montpellier, et plusieurs autres savans, avaient imaginé que la vapeur se formait dans l'air en vertu de l'affinité de ce gaz pour l'eau; dans ce cas, il devrait s'en former davantage dans un espace rempli d'air que dans celui qui est vide : or, l'expérience prouve le contraire, comme l'a fort bien établi M. Dalton.

Expérience qui prouve que, tout étant égal d'ailleurs, il se forme autant de vapeur dans l'air que dans le vide, ou en d'autres termes, *que la tension de la vapeur est la même dans les deux cas.* On prend un ballon à deux tubulures *AB* (pl. 6, fig. 46); l'une d'elles livre passage à un baromètre *EF*; à l'autre sont adaptés deux robinets *CD*, séparés l'un de l'autre par un petit espace. Après avoir fait le vide dans le ballon, on ouvre le robinet *C*; on introduit de l'eau dans l'espace compris entre les deux robinets; on ferme le robinet *C* et on ouvre le robinet *D*; l'eau tombe dans le ballon : or, comme celui-ci est vide, une portion du liquide se vaporise, presse la surface du

mercure *E*, qui était presqu'au niveau de celui que contenait la branche *F*, et celui-ci monte : on note avec soin le degré auquel il parvient. On répète la même expérience après avoir rempli le ballon d'air parfaitement sec ou d'un autre gaz qui soit sans action sur l'eau, et l'on voit que l'élévation du mercure dans la branche *F*, déterminée par la vapeur qui s'est formée, est la même que dans le cas où le ballon était vide, si toutefois on y ajoute celle que produit l'air dont le ballon est rempli.

La quantité des vapeurs formées dans l'air dépend donc également de l'espace, de la température et de la nature du liquide. Il n'y a d'autre différence entre ce mode de formation et celui qui a lieu dans le vide, si ce n'est que dans celui-ci la vaporisation est plus prompte ; d'où il suit que la pression de l'air, ou de tout autre gaz, n'exerce aucune action sur la vapeur qu'il peut contenir.

On peut, à l'aide de l'expérience rapportée § 28, déterminer la tension des vapeurs ; mais on y parvient plus facilement par le procédé suivant : on introduit du mercure dans un tube de verre d'environ 30 pouces de long et de 6 lignes de diamètre, ouvert par l'une de ses extrémités et fermé par l'autre ; lorsqu'il est presque plein de mercure, on achève de le remplir avec le liquide dont on veut connaître la tension, et on le purge d'air (1) ; dans cet état on bouche son ouverture avec le doigt et on le plonge verticalement dans un bain de mercure ; on note la hauteur à laquelle s'arrête le liquide qu'il renferme, et on retranche

(1) On parvient à le purger d'air en bouchant l'extrémité ouverte du tube avec le doigt, en le renversant et en promenant à plusieurs reprises le liquide dans toute sa longueur ; par ce moyen, les petites bulles d'air qui adhèrent aux parois du tube se détachent ; alors on place le tube dans une position verticale, et de manière à ce que l'ouverture soit en

cette hauteur de celle à laquelle s'élève le mercure d'un baromètre (2) : la différence répond à la tension du liquide. Il est évident que, dans cette expérience, le liquide dont on cherche à déterminer la tension se réduit en vapeur parce qu'il se trouve dans le vide; la vapeur formée repousse par sa force élastique la colonne de mercure, qui, par la pression de l'air extérieur, tendrait à élever le métal en général jusqu'à 28 pouces.

De l'Ébullition des liquides.

29. Les liquides soumis à l'action du calorique se dilatent, s'échauffent, et lorsque la température est arrivée à un certain degré, qui varie pour chacun d'eux, et suivant les circonstances où ils sont placés, se transforment rapidement en vapeur et s'agitent; leurs molécules sont soulevées, heurtent les parois des vases qui les contiennent, et font entendre un bruit plus ou moins remarquable : c'est l'ensemble de ces phénomènes qui constitue l'*ébullition.*

1°. Aussitôt qu'un liquide entre en ébullition, sa température cesse de s'élever, quel que soit le degré de chaleur du fourneau sur lequel le vase est placé ; tout le calorique alors est employé à transformer l'eau en vapeur ; il se combine avec elle et devient latent. D'après les expériences de M. Gay-Lussac, la vapeur de l'eau, comme nous l'avons dit, occupe un espace 1698 fois plus considérable que celui qu'elle offrait à l'état liquide : l'on concevra donc

---

haut. Dans cet état, le liquide dont on veut connaître la tension, ainsi que l'air, gagnent la partie supérieure, et il suffit d'enlever le doigt pour donner issue à ce dernier. La portion du tube auparavant occupée par l'air est remplie par une nouvelle quantité du liquide soumis à l'expérience.

(2) La hauteur est toujours plus considérable dans le baromètre.

sans peine qu'il faut une quantité prodigieuse de calorique pour opérer une pareille dilatation. Voici un fait qui prouve évidemment que la vapeur formée a absorbé beaucoup de calorique : que l'on mêle ensemble 2 livres d'eau à 100° et 16 livres de limaille de fer à 150°; la température du mélange sera de 100°, et il se formera une très-grande quantité de vapeur : or, les 16 livres de limaille ont perdu beaucoup de calorique, puisque, de 150°, elles ont baissé à 100°, et l'on voit qu'il ne peut y avoir que la vapeur qui ait absorbé ce calorique.

2°. L'ébullition des liquides a lieu d'autant plus facilement que la pression à laquelle ils sont soumis est moindre : ainsi l'eau ne bout qu'à la température de 100° lorsqu'elle supporte tout le poids de l'atmosphère ; dans le vide, elle peut bouillir à 20°, et même au-dessous; et l'on sait parfaitement qu'elle exige beaucoup moins de 100° pour bouillir lorsqu'on fait l'expérience sur la cime d'une montagne, où la pression de l'atmosphère est moindre qu'à la surface de la terre. Un effet inverse a lieu si on soumet le liquide à une pression très-forte. Que l'on introduise de l'eau dans un cylindre de fer ou de laiton, dont le couvercle est assujetti par une forte vis; le liquide pourra supporter une chaleur rouge sans entrer en ébullition; mais si on supprime la pression, tout-à-coup il se réduit en vapeurs. Ce cylindre porte le nom de *marmite de Papin.*

3°. La nature des vases influe aussi sur le degré de chaleur nécessaire pour faire bouillir les liquides, comme l'a prouvé Achard. M. Gay-Lussac a remarqué que l'eau, qui n'exige que 100° pour entrer en ébullition dans un vase métallique, ne bout qu'à 101°,3 dans un vase de verre, à moins qu'on ne mette dans celui-ci des métaux pulvérisés.

4°. Enfin l'ébullition des liquides est *presque constan-*

ment retardée par les substances salines, sucrées ou autres qu'ils tiennent en dissolution.

Maintenant que nous connaissons les principales propriétés du calorique rayonnant, les degrés de dilatation qu'il détermine lorsqu'il pénètre les corps, et les instrumens propres à mesurer les températures, nous devons étudier les phénomènes que présentent ces mêmes corps lorsqu'on veut les échauffer : or, ces phénomènes varient suivant qu'ils sont plongés dans le foyer d'où émane le calorique, ou qu'ils en sont à une certaine distance.

§ Ier. *Effets du Calorique sur les corps qui sont immédiatement en contact avec le foyer d'où il émane.*

30. On sait que des corps de différente nature, mis pendant un temps donné dans un fourneau rempli de charbons ardens, ne nous semblent pas également chauds : ainsi, que l'on recouvre de charbons ardens une des extrémités de deux cylindres égaux, l'un de fer, l'autre de résine; au bout de deux minutes, le premier paraîtra chaud, même à l'extrémité qui n'est pas en contact avec le foyer ardent, tandis que l'autre le sera à peine. En général, *les corps s'échaufferont d'autant plus vite qu'ils seront meilleurs conducteurs du calorique, et que leur capacité pour cet agent sera moindre.*

De la Faculté conductrice des corps pour le calorique.

Il existe des corps qui laissent passer facilement le calorique, d'autres qui ne le propagent qu'avec la plus grande difficulté : les premiers portent le nom de *conducteurs;* les autres sont appelés *mauvais conducteurs.* Nous allons examiner cette faculté dans les corps solides, liquides et gazeux.

31. *Faculté conductrice des corps solides.* La plupart des métaux sont d'excellens conducteurs du calorique. D'après Ingenhouz, l'argent est meilleur conducteur que l'or; celui-ci l'est plus que le cuivre et l'étain, qui le sont à-peu-près au même degré; enfin viennent le platine, le fer, l'acier et le plomb, qui sont bien inférieurs aux autres. Ces expériences, qui ont sans doute besoin d'être répétées, ne s'accordent guère avec les sentimens des physiciens qui pensent que plus les métaux sont pesans, et plus, à quelques exceptions près, ils sont bons conducteurs du calorique. Le verre, le bois, le charbon, les résines, etc., sont *mauvais conducteurs* du calorique : si l'on prend deux tiges d'égale longueur et d'égale épaisseur, l'une de verre, l'autre de fer; si l'on recouvre de cire une de leurs extrémités, on observe, en chauffant les extrémités non couvertes, que la cire portée par la tige de verre ne commence pas encore à entrer en fusion lorsque l'autre est entièrement fondue; ce qui prouve combien la faculté conductrice du fer est supérieure à celle du verre : d'ailleurs, personne n'ignore que l'artiste qui souffle le verre tient impunément ce corps entre les doigts, près de la partie qui est rouge, tandis qu'il serait brûlé s'il touchait une barre de fer près du point rougi.

Les corps solides conducteurs du calorique le transmettent dans toutes les directions, de bas en haut, de haut en bas, et latéralement sans que les parties qui les composent soient sensiblement déplacées; ainsi, quel que soit le point d'une barre de fer soumis à l'action du calorique, celle-ci ne tardera pas à être échauffée dans tous ses points, et il nous aura été impossible d'apercevoir le moindre changement dans la position de ses parties : *il n'en est pas de même des liquides.*

Plus les corps solides sont bons conducteurs du calorique, plus ils nous paraissent froids quand nous les tou-

chons, parce que, dans un temps donné, toutes choses égales d'ailleurs, ils enlèvent à nos organes une plus grande quantité de calorique. A la vérité, la densité des corps influe aussi sur cette sensation; plus ils sont denses, plus ils nous paraissent froids, parce qu'ils nous touchent par un plus grand nombre de points, et nous enlèvent par conséquent plus de calorique.

32. *Faculté conductrice des corps liquides.* Rumford pensait que les corps liquides ne sont pas conducteurs du calorique; mais cette opinion a été combattue avec succès par MM. Thomson et Murray; et aujourd'hui on s'accorde généralement à les regarder comme des conducteurs lents et imparfaits.

Expériences propres à prouver la faculté conductrice des liquides. 1°. Que l'on introduise du mercure dans un vase de verre, et que l'on verse par-dessus une certaine quantité d'eau chaude; celle-ci restera à la surface en raison de sa légèreté, et le mercure s'échauffera lentement, tandis qu'il ne devrait pas s'échauffer du tout si l'assertion de Rumford était exacte. 2°. On commence par se procurer un vase de glace en faisant geler de l'eau dans un vase de verre : on le creuse et on remplit alternativement la cavité d'huile de lin ou de mercure; on dispose au-dessus de la surface de ces liquides un vase de fer plat contenant de l'eau bouillante, et on place un thermomètre à une certaine distance au-dessous de cette surface; on ne tarde pas à observer que cet instrument monte de quelques degrés : donc une partie du calorique libre de l'eau bouillante est transmise de haut en bas, puisqu'elle échauffe le thermomètre qui est plongé dans l'huile de lin ou dans le mercure; et si l'élévation de température indiquée par le thermomètre n'est pas plus considérable, cela doit être attribué à ce que les parois de la sphère absorbent du calorique. Cette expérience est plus concluante que la précédente, dans laquelle on se sert d'un

vase de verre dont les parois finissent par s'échauffer et par communiquer le calorique au mercure.

Mais si la conductibilité de l'eau est prouvée par les faits que nous venons de rapporter, il importe de faire voir qu'elle ne possède cette propriété qu'à un degré très-faible.

Expérience. Lorsqu'on fait geler dans le fond d'un tube de verre une certaine quantité d'eau, et que l'on remplit le tube avec de l'eau liquide à la température ordinaire, on observe que l'on peut faire bouillir fortement l'eau qui est à la partie supérieure, sans que la glace fonde ni s'échauffe sensiblement.

Mais, objectera-t-on, de l'eau placée sur le feu s'échauffe et bout en quelques minutes : peut-on concevoir ce phénomène sans admettre que ce liquide est bon conducteur ? Nous répondrons par l'affirmative. L'eau et les liquides en général, placés dans cette circonstance, s'échauffent en vertu du déplacement qu'éprouvent leurs parties : ainsi la première couche, occupant le fond du vase, est échauffée, se dilate, devient plus légère, s'élève, et est remplacée par une autre plus froide, qui à son tour devenue première, est dilatée et élevée; d'où l'on voit qu'il s'établit deux courans, l'un de couches dilatées chaudes qui s'élèvent, l'autre de couches froides qui descendent. C'est le premier courant qui échauffe principalement la masse du liquide, en communiquant une portion de son calorique aux molécules d'eau moins chaudes qu'il traverse. Il est donc évident que cette masse est échauffée, 1°. par l'élévation non interrompue des couches chaudes; 2°. par une quantité de calorique excessivement faible, transmise directement de bas en haut, et qui est en rapport avec le peu de conductibilité de l'eau; d'où il résulte qu'il est impossible d'échauffer rapidement un liquide dont la surface supérieure seule est échauffée : en effet, la couche supérieure se dilate, devient plus légère, et, loin de pouvoir descendre pour échauffer les couches

sous-jacentes, se transforme en vapeur et se répand dans l'air. Il ne reste donc plus, pour échauffer ces couches, que le calorique transmis directement de haut en bas, et qui est en très-petite quantité, parce que les liquides sont de mauvais conducteurs.

33. *Faculté conductrice des corps gazeux.* Plus mauvais conducteurs encore que les liquides, les gaz s'échauffent pourtant rapidement, parce qu'ils ont peu de capacité pour le calorique, et que leurs molécules, excessivement mobiles, permettent facilement la circulation des courans ascendans chauds et des courans descendans froids.

De la Capacité des corps pour le calorique.

34. Deux corps de *différente nature*, égaux en poids, par exemple, une livre d'étain et une livre de cuivre à 0°, placés dans un vase contenant de l'eau bouillante, ne tardent pas à être à la même température que l'eau, c'est-à-dire, à 100° thermomètre centigrade; mais il est aisé de prouver que ces deux corps, pour arriver à la même température, absorbent des quantités de calorique différentes. En effet, si immédiatement après les avoir retirés de l'eau bouillante, on les entoure de glace fondante, ils reviennent à 0°, et perdent le calorique qui avait élevé leur température depuis 0° jusqu'à 100°. Or, ce calorique, devenu libre, fondra une quantité de glace qui n'est pas la même pour l'un que pour l'autre de ces deux corps, ce qui devrait arriver si le calorique qu'ils émettent était en égale quantité. On désigne sous le nom de *calorique spécifique* cette quantité de calorique que deux corps de poids égal exigent pour passer d'un degré à un autre; et l'on nomme *capacité des corps pour le calorique* la faculté qu'ils ont d'absorber une plus ou moins grande quantité de cet agent pour s'élever à la même température. Un corps

à 0° parvient d'autant plus vite à 100°, ou s'échauffe d'autant plus rapidement, que sa capacité pour le calorique est moindre, toutes choses égales d'ailleurs. Peut-on déterminer quelle est la capacité des différens corps pour le calorique ? On a proposé plusieurs méthodes propres à remplir cet objet : nous allons faire connaître les principales, en commençant par celle de Crawford.

35. *Corps de nature différente n'exerçant pas entre eux une action chimique.* Si les corps sont liquides, on les mêle deux à deux sous des poids égaux, et à des températures différentes ; on note la température du mélange, et on juge par là de leur capacité pour le calorique : par exemple, un mélange fait avec une livre de mercure à 0° et une livre d'eau à 34°, marque au thermomètre 33° ; le mercure passe donc de 0° à 33°, tandis que l'eau descend de 34° à 33° ; d'où l'on doit conclure qu'il n'a fallu à la livre de mercure, pour passer de 0° à 33°, que la quantité de calorique capable de faire monter l'eau d'un degré, c'est-à-dire, de 33° à 34° : donc la capacité du mercure est $\frac{1}{33}$ de celle de l'eau.

Ce que nous disons du mercure et de l'eau s'applique également à tout autre fluide.

36. *Corps de nature différente exerçant entre eux une action chimique.* Il est impossible de parvenir à un résultat exact si on mêle des corps qui, par leur action réciproque, dégagent ou absorbent du calorique ; tels que l'eau et l'acide sulfurique : dans ce cas, il faut les mêler avec d'autres corps sur lesquels ils n'exercent aucune action, et dont la capacité pour le calorique soit connue. Ainsi, dans l'exemple que nous venons de citer, on déterminerait le calorique spécifique de l'acide sulfurique en mettant une livre de cet acide à 12° en contact avec une livre de mercure à 0° (température à laquelle ces deux corps n'exercent aucune action chimique); on obtiendrait 2 li-

vres de liquide à 11°; d'où l'on conclurait que le calorique spécifique du mercure étant 1, celui de l'acide est 11. Mais on sait d'une autre part (*voy.* § 35) que le calorique spécifique du mercure étant représenté par 1, celui de l'eau doit l'être par 33 : donc le calorique spécifique de l'acide sulfurique est à celui de l'eau comme 11 à 33. Les vases dans lesquels on opère et l'air ambiant doivent être à la même température que le mélange; et celui-ci doit être fait promptement afin qu'il n'y ait point de calorique absorbé ou cédé par lui.

37. Lavoisier et M. de Laplace ont inventé un instrument, le *calorimètre*, à l'aide duquel ils ont déterminé *la capacité des corps de nature différente pour le calorique, ainsi que la quantité de calorique relative qui se dégage pendant la combustion des corps, la respiration des animaux*, etc. Le principe sur lequel repose l'opération est fondé sur un fait que nous avons déjà indiqué : savoir, que lorsqu'on mêle une livre de glace à 0°, qui par conséquent est sur le point de fondre, avec une livre d'eau à 75° thermomètre centigrade, la glace passe de l'état solide à l'état liquide, en absorbant le calorique qui avait élevé la livre d'eau depuis 0° jusqu'à 75°, et l'on obtient deux livres d'eau liquide à 0°. Maintenant, si l'on a trois corps, *A*, *B*, *C*, chauffés également à 75° thermomètre centigrade, et pesant chacun une livre; si on les entoure de glace fondante, et que *A* fonde deux livres de glace en se refroidissant jusqu'à 0°, que *B* en fonde trois, *C* quatre, on en conclura, en regardant la capacité de la livre d'eau comme 1, que celle de *A* sera 2, celle de *B* 3, et celle de *C* 4. Si le corps dont on veut déterminer le calorique spécifique exerce sur l'eau une action chimique, au lieu de l'entourer immédiatement de glace, on l'enferme dans un vase dont la capacité pour le calorique est connue par une expérience préalable. Nous ne donnerons pas la description de ce calo-

rimètre, parce qu'il est fort peu employé, et qu'il ne fournit de résultats un peu satisfaisans qu'autant que l'on a pris un très-grand nombre de précautions qui le rendent d'un usage trop incommode.

38. Rumford a imaginé un autre calorimètre pour parvenir avec facilité à déterminer le calorique qui se dégage pendant la combustion du bois, des huiles et de quelques autres corps; il s'agit de faire passer les produits provenant de cette opération dans un serpentin aplati placé dans une caisse de fer-blanc, de manière à pouvoir être entouré d'eau distillée froide : il est évident que ces produit échaufferont l'eau différemment, suivant qu'ils seront fournis par tel ou tel autre corps; et l'on pourra déterminer, au moyen d'un calcul très-simple, la quantité de calorique dégagé par la combustion du corps. La température de l'eau de la caisse doit être au-dessous de celle de l'air ambiant.

C'est à l'aide du calorimètre de Rumford que MM. Delaroche et Bérard sont parvenus à mesurer le calorique spécifique des gaz. (Voy. *Ann. de Chim.*, tom. LXXXV.)

39. Dans ces derniers temps, M. Despretz a imaginé de déterminer le calorique spécifique de plusieurs métaux, en examinant leur refroidissement dans l'air atmosphérique. Il a consigné les résultats de ce travail, qui est plutôt du ressort de la physique que de la chimie, dans un très-beau mémoire qu'il a présenté à l'Institut. (Voy. *Ann. de Chim. et de Phys.*, tom. VI.) On peut conclure de ses expériences que le calorique spécifique du fer, de l'acier, du zinc, de l'étain et du plomb, trouvé par le moyen que nous venons d'indiquer, ne diffère guère de celui qui est donné par les méthodes ordinaires.

40. Après avoir indiqué d'une manière succincte les divers procédés à l'aide desquels on peut parvenir à déterminer les capacités des corps pour le calorique, nous croyons

devoir faire connaître les principaux résultats obtenus par les physiciens : 1°. les capacités pour le calorique varient dans les différens corps; 2°. elles varient encore dans le même corps, suivant qu'il est à l'état solide, liquide ou gazeux : ainsi la capacité de l'eau liquide n'est pas la même que celle de l'eau à l'état solide; 3°. elle est *à-peu-près* la même, en général, pour un corps *liquide* qui ne change pas de forme, par exemple, une livre d'eau à 20° + 0°, et une autre à 50° + 0°, mêlées, donneront deux livres d'eau à 35° + 0°. 4°. La capacité des corps solides pour le calorique croît avec les températures mesurées sur le thermomètre à air : en effet, MM. Dulong et Petit viennent de prouver que la capacité moyenne de plusieurs métaux entre 0° et 100° est moindre que la capacité des mêmes métaux entre 0° et 300° du thermomètre à air; ainsi, la capacité du cuivre étant 0,0949 entre 0° et 100°, elle sera 0,1013 entre 0° et 300°. 5°. La capacité des *gaz* pour le calorique varie dans chacun d'eux.

§ II. *Effets du calorique sur les corps qui sont à une certaine distance du foyer d'où il émane.*

41. Tout le monde sait que les corps placés à une certaine distance d'un foyer chaud finissent par s'échauffer. Examinons, 1°. la manière dont le calorique lancé par le foyer chaud se comporte dans l'air jusqu'à ce qu'il soit arrivé près de la surface de ces corps; 2°. les phénomènes qu'il présente par son action sur ces surfaces.

1°. *Le calorique est lancé par le foyer chaud* sous la forme de rayons qui traversent l'air avec beaucoup de vitesse, sans se combiner avec lui. Si le foyer est incandescent, rouge, les rayons calorifiques sont mêlés avec les rayons lumineux : dans le cas contraire, il n'y a que les premiers. Cependant les couches d'air qui entourent immé-

diatement le foyer échauffé s'échauffent elles-mêmes, sont dilatées, s'élèvent et communiquent ainsi, de proche en proche, une portion de calorique à d'autres couches; en sorte qu'au bout d'un certain temps toute la masse d'air qui se trouve entre le foyer et les corps que nous supposons placés à une certaine distance est échauffée; mais cet effet ne s'opère que lentement, et l'on peut affirmer que l'élévation de température des corps éloignés du foyer doit être principalement attribuée aux rayons calorifiques lancés par le foyer.

2°. *Phénomènes que le calorique rayonnant émané du foyer présente, par son action, sur les surfaces des corps.* *A.* Il existe des corps doués à un très-haut degré de la faculté de réfléchir les rayons calorifiques; ces corps, dès l'approche de ces rayons, les rejettent en quelque sorte, s'échauffent à peine, ou ne s'échauffent pas du tout : les métaux éminemment polis sont dans ce cas; nous pouvons en donner une preuve en rappelant l'expérience faite avec les deux réflecteurs parfaitement polis (*Voy.* p. 21). Aucun de ces réflecteurs ne s'échauffe sensiblement, quoique leurs foyers soient occupés par des corps très-chauds. On observe encore une très-grande force réfléchissante parmi les corps blancs : Francklin étala sur la surface de la neige quatre morceaux de drap de dimensions égales, mais d'une couleur différente : l'un était blanc, les autres étaient brun, bleu et noir : le premier, doué d'une grande force réfléchissante, absorba à peine des rayons calorifiques, ne s'échauffa que très-peu et resta à la surface de la neige, tandis que les autres, principalement le morceau noir, absorbèrent du calorique, fondirent de la neige, et s'enfoncèrent beaucoup au-dessous de la surface. M. H. Davy varia cette expérience en substituant aux morceaux de drap six feuilles de cuivre différemment colorées, et il obtint des résultats analogues. Si la réflexion des rayons calorifiques

dans les corps doués de cette faculté suit, comme il est probable, la même loi que celle de la lumière, elle sera à son *maximum* lorsque le corps sera dans une position perpendiculaire.

B. Ces corps blancs, polis, doués d'une grande force réfléchissante, perdent cette faculté, en totalité ou en partie, si on les noircit ou qu'on les rende raboteux par un moyen quelconque. *Expérience.* 1°. Les réflecteurs enduits de suie noire, et placés d'ailleurs dans les mêmes circonstances qu'auparavant, absorbent un très-grand nombre de rayons calorifiques, s'échauffent et jouissent à peine de la faculté réfléchissante : il en est de même si on les dépolit en les rayant avec du sable. 2°. Si l'on couvre d'encre de la Chine la boule d'un thermomètre, et qu'on l'expose au soleil lorsque cette couche noire est sèche, le thermomètre s'élève de 5° à 6° de plus qu'un autre thermomètre dont la boule n'a été recouverte d'aucune matière noire. Ces faits nous portent à conclure que *plus le pouvoir réfléchissant d'un corps est augmenté, plus son pouvoir absorbant est diminué*, et *vice versâ*.

Du Refroidissement des Corps.

42. Après avoir exposé en détail les circonstances qui influent sur l'échauffement des corps que l'on plonge dans un foyer ardent, et de ceux qui en sont à une certaine distance, nous devons examiner celles qui agissent sur un corps échauffé par l'un ou l'autre de ces moyens, et qui vient à se refroidir. Ces circonstances sont : 1°. la capacité de ce corps pour le calorique; 2°. sa faculté conductrice; 3°. l'état poli ou terne de sa surface; 4°. sa couleur; 5°. enfin, l'état tranquille ou agité de l'air qui l'entoure.

Capacité du corps pour le calorique et faculté conductrice. Toutes choses égales d'ailleurs, le corps se refroidira

d'autant plus vite qu'il aura moins de capacité pour le calorique; et qu'il sera meilleur conducteur.

État poli ou terne de sa surface. Les corps excessivement polis émettent difficilement le calorique, et par conséquent tardent beaucoup à se refroidir. *Expériences* : 1°. deux vases de même nature et de même dimension, l'un bien poli, l'autre raboteux, remplis d'eau bouillante, se refroidissent dans des temps inégaux; celui qui est poli est encore chaud lorsque l'autre est déjà refroidi; 2°. un vase cubique de fer-blanc dont une des faces reste brillante et dont les trois autres sont recouvertes, l'une de papier, l'autre de noir de fumée, l'autre enfin d'une couche de vernis, présente des phénomènes analogues : en effet, lorsqu'on le remplit d'eau bouillante, on observe que le rayonnement du calorique diffère dans chacune de ses faces : il est tellement abondant du côté noir, qu'il est même sensible à la main, tandis que le thermomètre placé à côté de la face brillante monte à peine. La face recouverte d'une couche de vernis se refroidit plus vite que la face brillante, parce que le vernis la rend moins polie. Il résulte des expériences récentes de M. Desprets qu'une petite sphère de fer parfaitement polie, qui se refroidit en 9 minutes 56", éprouve le même refroidissement en 5 minutes 44" si on la recouvre d'une couche de vernis. En appliquant une seconde couche de vernis sur la même sphère, le refroidissement est un peu plus rapide : il a lieu en 5 minutes 40". Une troisième couche ne hâte point le refroidissement. Il en est de même d'une sphère d'acier, de fonte, de zinc, d'étain et de plomb. Une sphère de laiton, au contraire, éprouve un refroidissement plus rapide par l'application d'une troisième couche de vernis : ainsi, dans les expériences de M. Despretz, cette sphère polie fut refroidie en 8 minutes 41"5; le même refroidissement eut lieu en 4 minutes 57"5 lorsqu'on appliqua une couche de

vernis ; au moyen d'une seconde couche on obtint ce refroidissement en 4 minutes 49″; enfin il eut lieu au bout de 4 minutes 45″5 lorsqu'on lui appliqua une troisième couche. Si le nombre des couches de vernis s'élève jusqu'à huit, le refroidissement est plus prompt qu'il ne l'est par la face brillante ; mais il est plus lent que lorsqu'il n'y avait que trois couches, ce qui dépend de la nature des substances qui composent les vernis : en effet, ces substances sont résineuses, peu conductrices du calorique, et doivent finir, lorsqu'on les accumule, par s'opposer à l'émission de ce fluide. Ces faits nous portent à conclure que *plus le pouvoir réfléchissant d'un corps augmente, plus son pouvoir émissif diminue*, et *vice versâ*.

Couleur. Les corps blancs se refroidissent beaucoup plus lentement que les corps noirs : en effet, l'expérience prouve que leur pouvoir réfléchissant l'emporte de beaucoup sur leur pouvoir émissif.

État tranquille ou agité de l'air. M. Leslie remplit d'eau à 20° deux globes creux de métal, d'un diamètre égal : l'un de ces globes *A* était brillant, l'autre *B* était noir. Il les exposa à un léger vent frais : le globe brillant était à 10° au bout de 44 minutes, tandis que l'autre n'avait besoin que de 35 min. Exposé à une bise assez forte, *A* était à 10° au bout de 23 min., et *B* au bout de 20 min. 15 secondes ; enfin, soumis à l'action d'un vent violent, *A* n'était à 10° qu'au bout de 9 m. $\frac{1}{2}$; tandis que *B* était à cette température au bout de 9 min. ; d'où l'on doit conclure, 1°. que, pour l'un et l'autre globes, le refroidissement est d'autant plus rapide que l'air est plus agité ou renouvelé ; 2°. que le globe noirci se refroidit plus vite que celui qui est brillant.

De l'Equilibre du calorique.

43. Nous avons établi qu'un corps chaud placé dans l'air lance un certain nombre de rayons de calorique : or, nous pouvons considérer tous les corps de la nature comme étant chauds par rapport à d'autres plus froids : en effet, une livre d'eau bouillante est chaude si on la compare à une livre d'eau liquide à 10°; mais cette dernière devra être regardée comme chaude si on la compare à une livre de glace à 0°; d'où nous devons conclure que tous les corps rayonnent ou émettent un certain nombre de rayons de calorique. Si le corps est très-chaud, l'émission sera considérable; tandis qu'elle sera faible si sa température est peu élevée; et l'expérience prouve que ces deux corps inégalement chauffés, *mis en contact*, ou *placés à une certaine distance*, ne tardent pas à acquérir la même température : on dit alors qu'ils contiennent des quantités de calorique qui se font *équilibre*.

L'équilibre au contact s'opère par le passage immédiat du calorique du corps plus chaud dans celui qui l'est moins, passage dont la rapidité varie suivant la capacité des corps pour le calorique et leur faculté conductrice : on ignore si, dans ce cas, il y a rayonnement.

Il n'en est pas de même de l'*équilibre à distance*. Imaginons deux corps inégalement chauffés *A* et *B*; tous les deux émettent des rayons calorifiques. *A*, dont la température est plus élevée, absorbe le peu de rayons lancés par *B*; mais il en émet un très-grand nombre que *B* absorbe; en sorte qu'au bout d'un certain temps, la température de *B* se trouve égale à celle de *A*; alors les quantités émises et les quantités absorbées par le même corps sont égales, et l'*équilibre* est établi. Il est évident qu'un pareil rayonnement s'établirait dans un appartement où il y aurait trente, cinquante corps inégalement chauffés, et que ces corps fini-

raient par être à la même température, dans lequel cas le rayonnement continuerait encore.

Des principales Hypothèses sur la cause de la chaleur.

44. *Aristote* et les Péripatéticiens définissaient la chaleur (calorique) une qualité ou un accident qui réunit ou rassemble des matières homogènes, et qui dissocie ou sépare des matières hétérogènes. Suivant les *Epicuriens*, la chaleur (calorique) n'est que la substance volatile du feu, émanée des corps ignés par un écoulement continuel, et réduite en atomes. *Démocrite*, *Boerhaave*, *Homberg*, *Lemery*, *S'Gravesande* pensaient que le feu est une matière créée dès l'origine du monde, inaltérable dans sa nature, uniformément répandue dans toutes les parties de l'espace, et formée d'une multitude de petits ballons comprimés qui cherchent à s'étendre de toutes parts. D'autres physiciens, à la tête desquels on doit placer *Bacon*, *Macquer*, *Rumford* et *Scherer* nient l'existence du calorique; ils pensent que la chaleur n'est autre chose qu'une modification des corps, une de leurs manières d'être, un simple mouvement excité dans leurs parties constituantes par une impulsion quelconque que *Rumford* attribue à un *éther* particulier. Voici ce qui se passe, suivant eux, lorsqu'un corps chaud *A* est en présence d'un corps froid *B*. Les vibrations plus rapides des molécules de *A* transmises aux molécules du corps *B* par l'éther qui, suivant Rumford, se trouve dans l'atmosphère, accélèrent leurs vibrations; et, par un effet contraire, les vibrations plus lentes des molécules du corps *B*, auxquelles l'éther sert aussi de véhicule, ralentissent celles des molécules du corps *A*. Les températures sont égales lorsque les vibrations de part et d'autre sont devenues isochrones. Cette hypothèse a aujourd'hui un assez grand nombre de partisans. Les physiciens qui ne l'a-

doptent pas ont cherché à déterminer la matérialité du calorique au moyen de la balance; mais il faut avouer qu'on n'est jamais parvenu à le peser. Tout ce que *Boyle* a écrit dans son article *de Ponderabilitate flammæ* est loin de pouvoir établir le poids de cet agent; il en est de même des expériences faites dans ces derniers temps avec l'eau et l'huile de vitriol *(acide sulfurique)*. *Schéele* et *Bergman* ne se bornent pas à regarder le calorique comme un fluide particulier; ils le croient composé de phlogistique et d'oxigène. *Deluc* pense qu'il est formé de lumière et d'une base particulière; mais ces opinions nous paraissent un peu trop hasardées.

Application des faits précédemment établis à plusieurs phénomènes connus.

45. Lorsqu'on veut préserver de l'action du froid les fleurs et les fruits, on les recouvre d'un corps mauvais conducteur du calorique, tel que la paille; il en est de même de la neige ou de la glace que l'on renferme dans des souterrains et qui doivent être à l'abri de l'action du calorique extérieur. La laine que nous mettons sur la peau est également un mauvais conducteur et s'oppose à l'émission du calorique dans les parties recouvertes.

Une personne qui sort du bain éprouve du froid parce que l'humidité qui est à la surface du corps passe de l'état liquide à l'état de vapeur, passage qui s'opère aux dépens d'une portion du calorique de notre corps : par la même raison, on éprouve une sensation analogue lorsqu'on verse sur la main un liquide facilement vaporisable, tel que l'éther, l'esprit-de-vin, etc. Nous conservons de l'eau fraîche en Espagne au moyen de vases très-poreux nommés *alcarazas*, dont la surface externe est mouillée; on place ces vases à l'ombre au milieu d'un courant d'air; l'eau

appliquée à cette surface est vaporisée aux dépens du calorique de l'air ambiant, et de l'eau contenue dans le vase.

L'art de faire de bonnes cheminées repose en entier sur ce que nous avons établi : en effet, une cheminée remplira d'autant mieux sont but, toutes choses égales d'ailleurs, qu'elle enverra, dans un temps donné, une plus grande quantité de calorique à la personne qui se chauffe : or, on peut disposer cette cheminée de manière à offrir une plaque métallique parfaitement polie, d'une couleur blanchâtre, inclinée de manière à réfléchir la plus grande quantité de calorique possible; alors la personne recevra non-seulement les rayons directement lancés par le foyer enflammé, mais encore beaucoup d'autres qui auraient été perdus pour elle, et qui, au moyen de cette disposition très-favorable, seront réfléchis de son côté. Les bonnes cheminées doivent encore remplir deux conditions; celle de ne pas fumer, et celle de chauffer aussi également que possible. *A*. On les empêchera de fumer, 1°. en activant la combustion du bois au moyen de l'air que l'on fera arriver par deux tuyaux qui viendront aboutir aux parties latérales de la cheminée; car le bois ne fume que parce qu'il est imparfaitement brûlé, comme nous le démontrerons plus tard; 2°. en diminuant le diamètre du tuyau par lequel s'élève la fumée produite. *B*. Un autre inconvénient des cheminées mal construites consiste dans la manière dont l'air parvient au foyer qu'il alimente. En effet, à mesure que les rayons de calorique lancés par ce foyer arrivent au-devant de la personne qui se chauffe, l'air extérieur froid s'introduit par les portes ou par les fissures, et glace les parties postérieures qu'il touche : on peut obvier à cet inconvénient au moyen des deux tuyaux dont nous avons parlé, et qui sont placés aux parties latérales de la cheminée. Les cheminées bien construites doivent encore offrir plusieurs

tuyaux dans lesquels la fumée puisse circuler; ces tuyaux s'échauffent par ce moyen et rayonnent à leur tour, ce qui contribue nécessairement à élever la température de la masse d'air au milieu de laquelle on est plongé.

Sources du Calorique.

46. Le calorique, comme nous le dirons à l'article *lumière*, fait toujours partie des rayons lumineux lancés par le soleil, qui jouissent à un très-haut degré de la faculté de dilater et d'échauffer les corps; mais, indépendamment du soleil, tous les corps placés dans des circonstances convenables peuvent dégager une plus ou moins grande quantité de calorique : ce dégagement a tantôt lieu par leur compression, tantôt par leur combinaison entre eux.

Compression. On sait qu'il suffit de frotter un corps contre un autre, de le percuter, pour élever sa température, et quelquefois même pour l'enflammer; le rapprochement des molécules, et par conséquent le dégagement du calorique, sont la suite nécessaire de toute compression : si cette assertion avait besoin d'appui, nous pourrions citer un fait généralement connu, l'usage du briquet avec lequel on percute le caillou pour allumer l'amadou.

Combinaison. Dans une multitude de circonstances, les molécules des corps qui se combinent intimement se rapprochent et dégagent une plus ou moins grande quantité de calorique, et souvent même de la lumière. La combustion du bois et des autres corps inflammables n'est autre chose qu'un phénomène de ce genre, dans lequel deux, trois, ou un plus grand nombre de corps s'unissent entre eux et donnent naissance à divers composés.

Action du Calorique sur l'économie animale.

47. Le calorique doit être rangé parmi les substances excitantes; il peut être employé à l'intérieur ou à l'extérieur : dans le premier cas, on l'introduit à l'aide de certains corps liquides ou solides, tels que les boissons et les alimens. Nous devons seulement nous occuper ici de son emploi extérieur.

Effets du calorique appliqué extérieurement. S'il agit sur toute la surface du corps, par exemple, lorsque l'individu est placé dans une étuve sèche à 75° thermomètre centigrade, on éprouve un sentiment de cuisson dans plusieurs parties, mais principalement aux mamelons, aux paupières et aux narines; la peau se tuméfie et rougit légèrement; la chaleur cutanée augmente; le pouls s'accélère; il survient une anxiété générale; la respiration est plus ou moins gênée; la surface de la peau se couvre de sueur; la chaleur générale devient plus intense; on éprouve de la soif; la face est gonflée; les yeux sont saillans; la céphalalgie, des étourdissemens et même la syncope, viennent quelquefois se joindre à ces symptômes. Si le calorique agit seulement sur une partie, il détermine la rubéfaction, la vésication et même l'escharification.

Application du calorique non lumineux. 1°. A l'aide de briques chaudes, de plaques métalliques et de linges secs. Pouteau, Fabrice de Hilden et quelques autres praticiens ont employé ce moyen avec succès dans certains rhumatismes chroniques, dans des engorgemens froids des articulations, et dans certains cas de colique flatulente. 2°. A l'aide du sable et d'autres substances pulvérulentes. Le bain de sable général est en usage dans les départemens maritimes de la France : on s'en sert dans certains cas d'œdème, d'anasarque, de paralysie, de rhumatisme chro-

nique, etc. 3°. A l'aide de l'eau liquide ou en vapeur, ce qui constitue les bains (*Voy.* art. *Eau*). 4°. A l'aide de l'air, par exemple, dans les étuves sèches : ce moyen est peu usité parce qu'on lui préfère les étuves humides : il paraît cependant exciter davantage la tonicité et l'action des vaisseaux capillaires de l'organe cutané, sans agir autant sur l'excrétion qui s'y opère. *Application du calorique lumineux.* 1°. A l'aide des rayons du soleil. Ces rayons peuvent tomber directement sur les parties, ou bien on peut les concentrer au moyen d'une lentille : dans ce cas, il faut agir avec prudence, car l'activité des rayons solaires concentrés est assez forte pour déterminer l'eschare. Faure et M. Lapeyre rapportent des exemples de vieux ulcères guéris par l'insolation; et M. Lecomte assure avoir employé avec succès les rayons solaires concentrés dans un ulcère cancéreux à la lèvre. On fait particulièrement usage de l'insolation dans les affections lentes du système lymphatique, dans les maladies scrophuleuses, l'anasarque et les suppressions atoniques. 2°. A l'aide d'un charbon ardent que l'on approche et que l'on éloigne alternativement de la partie que l'on veut exciter. On l'emploie particulièrement dans les engelures et dans certaines névralgies de la face. Faure a guéri, par ce moyen, plusieurs anciens ulcères, un engorgement glanduleux du sein, une dartre fort ancienne, purement locale. Enfin, on peut s'en servir dans les contusions, les ecchymoses, etc. 3°. A l'aide du fer rouge blanc, ou du cautère *objectif* : ce moyen est d'autant moins douloureux que le fer est plus chaud; il a été employé avec succès par Hippocrate dans les caries humides des os spongieux, dans les tophus osseux, et pour arrêter le sang après l'excision des hémorrhoïdes. Faure en a retiré des avantages dans certaines tumeurs cancéreuses, et dans quelques autres qui étaient molles, fongueuses et indolentes. Petit rapporte des observations d'exostoses véné-

rienne qui n'ont cédé qu'au fer rouge. On l'emploie pour arrêter l'hémorrhagie des artères sous-linguales, et des petits vaisseaux qui avoisinent les os cassés et déplacés. Il a été quelquefois utile dans l'épilepsie, en convertissant en eschare le siége de l'*aura epileptica*. On s'en sert fréquemment pour cautériser les plaies venimeuses, les anthrax, les charbons et les bubons pestilentiels. Fabrice de Hilden et plusieurs autres praticiens en ont retiré des avantages dans la gangrène humide, etc. 4°. A l'aide du moxa. Indépendamment des diverses maladies où le cautère transcurrent est utile, le moxa est encore avantageux dans certaines céphalalgies chroniques, dans certains cas de surdité et de mutité accidentelles, et principalement dans les sciatiques invétérées, dans la gibbosité vertébrale, vulgairement connue sous le nom de *maladie de Pott;* dans les névralgies, les tumeurs blanches des articulations, etc. En général, le moxa doit être appliqué sur les endroits les plus voisins du siége de la maladie.

Du Froid.

48. D'après l'hypothèse que nous avons adoptée, le froid est une sensation produite par la soustraction du calorique de nos organes. Plusieurs physiciens ont pensé qu'il était le résultat de l'action d'un fluide particulier qu'ils ont appelé *frigorifique*.

Voici l'expérience sur laquelle ils ont cherché à appuyer cette opinion. (*Voy.* pl. 5, fig. 43.) Si au lieu d'un corps chaud on place de la neige au foyer *F*, un thermomètre à air disposé à l'autre foyer *f* descendra et la neige fondra : il existe donc, disent ces physiciens, un fluide frigorifique dont les rayons émanent de la neige, se réfléchissent sur le miroir *A*, sont réfléchis de nouveau sur le miroir *B* et ensuite sur *f*. Mais nous pouvons nous dis-

penser d'admettre ce fluide pour expliquer le phénomène. En effet, le thermomètre et la neige lancent des rayons calorifiques qu'ils s'envoient mutuellement; le premier de ces corps en émet beaucoup plus qu'il n'en absorbe, parce que sa température est plus élevée, donc il doit baisser : du reste, la plupart des rayons émis par le thermomètre n'arrivent à la neige qu'après avoir été réfléchis par les miroirs.

Moyens de produire des froids artificiels. Voy. § 27, pag. 40, et l'article *Généralités sur les sels, Action de la glace sur les sels.*

De la Lumière.

49. 1°. La lumière tend toujours à se mouvoir en ligne droite sous la forme de rayons et avec une vitesse prodigieuse, puisqu'elle parcourt plus de quatre millions de lieues par minute. 2°. Les rayons lumineux traversent certains corps que l'on nomme *milieux* : ceux qui tombent obliquement d'un milieu rare dans un milieu dense, par exemple, de l'air dans le verre, changent de direction, et se rapprochent de la perpendiculaire élevée au point d'immersion : le contraire a lieu s'ils passent d'un milieu dense dans un milieu rare. Cette déviation de la lumière est connue sous le nom de *réfraction*, et c'est sur elle que sont basées les théories des lentilles, des miroirs ardens, des microscopes, des lunettes, des télescopes, etc. Soit *AB* le rayon lumineux qui tombe sur une lame de verre *CD* (*Voy.* fig. 47); ce rayon, loin de suivre la direction *BE*, se réfractera en traversant la lame, et se rapprochera de la perpendiculaire *P R*. Les milieux ne se bornent pas à dévier le rayon lumineux, ils le décomposent en sept rayons différens, comme on peut s'en assurer en le faisant tomber sur l'angle réfringent d'un prisme. Ce rayon ira toujours projeter sur un écran le spectre solaire composé des sept rayons

suivans, *rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet.* Il y a des corps qui font éprouver à la lumière une *double réfraction.* 3°. Les rayons lumineux sont *réfléchis* par la surface de tous les corps, et, dans ce cas, l'angle d'incidence est égal à l'angle de réflexion. Nous aurons occasion d'appliquer ces données par la suite.

La lumière solaire, comme le calorique, détermine la dilatation et l'échauffement des corps, phénomènes qui depuis long-temps ont conduit les physiciens à admettre qu'elle renfermait du calorique. Aujourd'hui, on s'accorde à regarder un rayon lumineux solaire comme formé, 1°. de plusieurs rayons lumineux; 2°. de rayons calorifiques obscurs, susceptibles d'échauffer et de dilater les corps; 3°. d'autres rayons capables de produire des effets chimiques, tels que la coloration en violet du chlorure d'argent (muriate).

Les rayons calorifiques obscurs qui font partie de la lumière, bien qu'ils soient susceptibles d'échauffer et de dilater les corps, ne jouissent cependant pas des mêmes propriétés que ceux qui émanent des corps terrestres incandescens : en effet, ils traversent une lame de verre sans se combiner avec elle, sans l'échauffer sensiblement; tandis que le calorique émané des corps terrestres l'échauffe, comme l'a prouvé depuis long-temps Mariotte. (*Traité des couleurs.*) *Expérience.* Si l'on dispose un miroir métallique concave à quelque distance d'un poêle allumé dont la porte est ouverte, et que l'on place au foyer de ce miroir un morceau de soufre, celui-ci ne tarde pas à s'enflammer par l'action des rayons calorifiques réfléchis; mais si l'on met une lame de verre entre le foyer et la porte du poêle, on s'aperçoit que cette lame s'*échauffe.* et le soufre ne s'enflamme plus; il se forme seulement au foyer un point lumineux : la lame de verre opère l'analyse du calorique lumineux, retient le calorique et livre pas-

sage à la lumière, qui, réfléchie par le miroir, forme au foyer le point lumineux dépourvu de calorique.

Les rayons calorifiques obscurs sont en outre réfractés par le prisme, comme on peut s'en assurer en plaçant un thermomètre au-delà de la portion rouge du spectre solaire, tandis qu'il n'est pas prouvé que le calorique émané des corps terrestres jouisse de cette propriété.

Quant aux rayons obscurs qui font partie de la lumière et qui sont *susceptibles de produire des effets chimiques*, on sait qu'ils sont également réfractés par le prisme, qu'ils ne produisent point de chaleur, et qu'ils se trouvent au-delà de la portion violette du spectre solaire.

Du Fluide électrique.

50. La plupart des physiciens admettent, pour expliquer les phénomènes électriques, deux espèces de fluides auxquels ils donnent les noms de *fluide électrique vitré*, et de *fluide électrique résineux*.

1°. Tous les corps de la nature contiennent à-la-fois du fluide vitré et du fluide résineux. Ces deux fluides sont combinés et se neutralisent tellement, qu'au premier abord on ne se douterait pas de leur existence dans les corps. 2°. On connaît plusieurs moyens propres à détruire cette combinaison : alors l'un d'eux ou tous les deux à-la-fois deviennent sensibles. Ces moyens sont le frottement, la chaleur et le contact. 3°. Quel que soit le mode employé pour les mettre en liberté, ils jouissent toujours des mêmes propriétés, savoir, celle d'attirer d'abord et de repousser ensuite les corps légers. Le fluide vitré attire en outre le fluide résineux et en est attiré, tandis que les fluides de même nom se repoussent. 4°. Ces fluides peuvent être transmis par certains corps que l'on appelle *conducteurs*, tels que les métaux, les animaux, etc.; d'autres au con-

traire ne leur livrent point passage, et portent le nom d'*idioélectriques*, ou non conducteurs : tels sont les huiles, les résines, le verre, etc. 5°. Les fluides vitrés ou résineux élèvent assez la température de certains corps pour les fondre et les enflammer.

Le fluide électrique joue un très-grand rôle en chimie; c'est un des agens les plus puissans que l'on connaisse pour opérer la décomposition des corps : aussi cette science a-t-elle fait des progrès immenses depuis que son application est devenue plus générale.

Nous croyons devoir étudier séparément l'influence de l'*étincelle électrique* et celle de la *pile voltaïque*, sur la composition et la décomposition des corps.

51. *Influence de l'étincelle électrique sur la composition et la décomposition des corps.* Dans certaines circonstances, l'*étincelle électrique favorise la séparation des élémens des corps composés.* Le gaz ammoniac (1), le gaz acide hydro-sulfurique (2), les gaz hydrogène carboné et phosphoré (3) sont décomposés et réduits à leurs élémens par un courant d'étincelles électriques; il en est de même de l'*eau* lorsqu'on la soumet à l'action d'un certain nombre d'étincelles. Dans d'autres circonstances, l'*étincelle électrique favorise* la combinaison des corps : ainsi une seule étincelle suffit pour transformer en eau 1 volume de gaz oxigène et 2 volumes de gaz hydrogène, phénomène d'autant plus remarquable que nous venons d'établir la possibilité de décomposer ce fluide par le même agent. Lorsqu'on fait passer un grand nombre d'étincelles à travers un mélange de 100 parties en volume de gaz azote, de 250 de gaz oxigène et d'une certaine quantité de chaux ou de po-

(1) Composé d'hydrogène et d'azote.

(2) Composé d'hydrogène et de soufre.

(3) Composés d'hydrogène et de carbone ou de phosphore.

tasse humide, on obtient de l'acide nitrique, et par conséquent un nitrate. Le chlore et l'hydrogène, à volumes égaux, se combinent par l'action de l'étincelle et donnent de l'acide hydro-chlorique. Un volume d'oxigène et 2 volumes d'oxide de carbone donnent de l'acide carbonique.

52. *Influence de la pile électrique sur la composition et la décomposition des corps.* Avant d'examiner l'influence de cet instrument précieux, dans lequel le fluide électrique est développé par le contact de deux corps de nature différente, nous croyons devoir le faire connaître. La pile dont on se sert aujourd'hui doit être regardée comme une série d'élémens *A A* (*Voy.* fig. 48), formés chacun d'une plaque circulaire ou carrée de zinc et de cuivre soudés entr'eux : ces élémens sont placés de champ et horizontalement dans une caisse de bois *B B B B*, à une certaine distance les uns des autres; ils doivent être séparés inférieurement et latéralement par des corps non conducteurs et du mastic, de manière à ce que la pile soit isolée, et à produire des auges *o o*, dans lesquelles on met de l'eau acidulée avec un quinzième de son poids d'eau forte (acide nitrique du commerce), qui est un excellent conducteur. Pour concevoir les effets de la pile, voyons d'abord ce qui se passe dans un de ses élémens. Par le contact des deux métaux différens, la combinaison de leurs fluides électriques, vitré et résineux, est détruite; chacun d'eux devient libre; le zinc est électrisé vitreusement; le cuivre l'est résineusement; mais comme la pile se compose d'un certain nombre d'élémens communiquant entr'eux au moyen de l'eau acidulée, il est aisé d'admettre que la plaque de zinc *Z* est très-chargée de fluide vitré, tandis que celle de cuivre *C* l'est fortement de fluide résineux (*voyez* les ouvrages de physique pour la manière dont la pile parvient à se charger) : on dit alors que la pile a deux poles, l'un vitré et

l'autre résineux, correspondans aux plaques zinc et cuivre dont nous parlons; en sorte que si l'on plonge deux conducteurs métalliques *TT*, terminés par des lames de laiton, d'un côté dans les auges extrêmes de la pile, et de l'autre dans une capsule *E*, un corps placé dans cette capsule sera soumis à l'influence des deux fluides vitré et résineux. Si l'effet que l'on cherche à produire ne pouvait pas être obtenu avec une seule pile, on en réunirait plusieurs au moyen de conducteurs : l'appareil serait alors connu sous le nom de *batterie*. Dans tous les cas, il faut renouveler de temps en temps l'eau acidulée qui remplit les auges, sans quoi la pile perd de sa force.

Nous aurons le plus grand soin de faire connaître par la suite l'action que ces fluides exercent sur les différens corps simples ou composés; mais nous pouvons énoncer d'une manière générale que si, dans un corps *A B*, les molécules de *A* peuvent se constituer dans un état d'électricité vitrée, et celles de *B* dans un état d'électricité résineuse, il sera possible de les séparer les unes des autres au moyen de la pile, quelle que soit leur affinité réciproque : en effet, le fluide vitré de la pile attirera les molécules résineuses de *B*, tandis que les molécules de *A* seront attirées par le fluide résineux.

L'expérience prouve que *l'oxigène*, *le chlore*, *l'iode*, *les acides et les corps qui ont de l'analogie avec eux*, *sont attirés par le pole vitré de la pile* et vice versâ; que *l'hydrogène*, *les alcalis*, *et les corps qui leur sont analogues sont attirés par le pole résineux.*

Nous croyons devoir appuyer cette proposition d'un certain nombre d'exemples propres à mettre dans tout son jour l'influence de la pile sur la décomposition des corps.

1°. *Décomposition de l'eau.* Ce fluide est décomposé par la pile en oxigène qui est attiré par le pole vitré, et en hydrogène qui l'est par le pole résineux. *Explication* :

puisque l'oxigène est attiré par le pole vitré de la pile, il devra être électro-résineux; et l'hydrogène, qui est attiré par le pole résineux, devra être électro-vitré. Il faut donc admettre que la décomposition d'une particule d'eau par la pile a lieu parce que l'affinité qui existe entre l'oxigène et l'hydrogène est vaincue, 1°. par l'énergie avec laquelle l'oxigène est attiré par le pole vitré et repoussé par le pole résineux; 2°. par l'énergie avec laquelle l'hydrogène est attiré par le fluide résineux et repoussé par le fluide vitré. Voyons maintenant ce qui se passe lorsqu'au lieu d'agir sur une simple particule, on opère sur une grande série de particules. Nous pouvons représenter par *O* et par *H* l'oxigène et l'hydrogène de la particule d'eau qui est en contact avec le fil vitré, par *O'* et *H'* les élémens de la particule d'eau qui vient immédiatement après; par *O''* et *H* la troisième, etc., Aussitôt que la pile sera en activité, *O O' O''* quitteront *H H' H''* pour se porter vers le pole vitré; et à leur tour *H H' H''* quitteront *O O' O''* pour se porter vers le pole résineux; mais *H*, en quittant *O*, s'unira à *O'* pour reformer de l'eau. *H'*, en quittant *O'*, s'unira à *O''* pour donner naissance à de l'eau, en sorte que seulement l'oxigène de la première particule et l'hydrogène de la dernière se dégageront à l'état de gaz, les autres s'étant unies pour reformer de l'eau. (M. Grothus).

2°. *Décomposition des acides par la pile.* Si les acides sont liquides, concentrés et formés par l'oxigène et par un autre corps, leur oxigène se portera vers le pole vitré, et l'autre corps au pole résineux; l'eau qu'ils renferment sera également décomposée. Les acides hydro-chlorique, hydriodique et, suivant M. Davy, l'acide hydro-phtorique, sont également décomposés par la pile : le chlore, l'iode et le phtore vont au pole vitré, et l'hydrogène au pole résineux.

3°. *Décomposition des bases salifiables.* Nous prouverons que la potasse, la soude, la baryte, etc. (1) sont décomposées par la pile; que l'oxigène est attiré par le pole vitré, et le métal par le pole résineux; l'eau de ces alcalis est également décomposée. L'ammoniaque concentrée, soumise à l'action de cet agent, est réduite en azote qui se porte au pole vitré, et en hydrogène qui est attiré par le pole résineux.

4°. La décomposition des sels dont nous parlerons plus tard pourrait encore être citée comme exemple de l'action de cet instrument.

53. Après avoir examiné les phénomènes relatifs à la décomposition des corps par la pile, nous devons étudier ceux qui ont pour objet *les combinaisons* qu'elle est susceptible d'opérer. Que l'on introduise de l'argent dans de l'eau, et qu'on le fasse communiquer avec le pole vitré d'une pile en activité, il s'oxidera, tandis que l'eau seule ne l'altère point. Le tellure, qui n'exerce point d'action sur ce liquide, se transformera en hydrure si on le met dans l'eau, et qu'on le fasse communiquer avec le pole résineux d'une pile, etc. Nous renvoyons, pour plus de détails, à l'article *Attraction* du *Dictionnaire des Sciences naturelles*, dans lequel M. Chevreul a traité ce sujet avec beaucoup de sagacité.

54. Le fluide électrique est rangé parmi les excitans. On s'en est servi avec avantage dans un très-grand nombre de cas : 1°. dans certaines paralysies; 2°. dans le rhumatisme simple et goutteux; 3°. dans la surdité qui n'est pas de naissance; 4°. dans l'amaurose; 5°. enfin dans la suppression des règles..... Il faut pourtant convenir que son emploi n'a été suivi d'aucun succès chez plusieurs indi-

(1) Oxides métalliques composés d'oxigène, de potassium, de sodium ou de barium.

vidus atteints des maladies que nous venons de nommer. Les observations relatives à l'usage médical de cet agent ne sont pas assez nombreuses pour nous permettre de déterminer les cas où il faut s'en servir. Il peut être communiqué au corps, 1°. au moyen du bain; 2°. par les pointes; 3°. par frictions à travers la flanelle; 4°. par décharge au moyen de la machine électrique; 5°. par la bouteille de Leyde; 6°. par la pile.

Du Fluide magnétique.

55. On a été obligé, pour expliquer les propriétés extraordinaires de l'aimant, d'admettre dans les corps magnétiques l'existence de deux fluides, l'un *boréal*, l'autre *austral*, dont les propriétés sont analogues à celles des fluides électriques vitré et résineux : ainsi, le fluide boréal repousse le fluide du même nom et en est repoussé; tandis qu'il attire le fluide austral et en est attiré. Parmi les corps simples, le fer, le nickel et le cobalt sont seuls susceptibles d'être attirés par l'aimant, et de le devenir eux-mêmes. Nous reviendrons sur cette propriété, qui est entièrement du ressort de la physique, en parlant de ces métaux.

CHAPITRE II.

Des Substances simples pondérables.

56. Ces substances, au nombre de cinquante-deux, sont divisées en *métalliques* et en *non métalliques*.

Substances simples non métalliques.

1°. Oxigène;
2°. Hydrogène;
3°. Bore;
4°. Carbone;
5°. Phosphore;
6°. Soufre;
7°. Iode;
8°. Phtore ou fluor;
9°. Chlore;
10°. Azote.

Substances simples métalliques.

11°. le Silicium;
12°. le Zirconium;
13°. l'Aluminium;
14°. l'Yttrium;
15°. le Thorinium;
16°. le Glucynium;
17°. le Magnésium;
18°. le Calcium;
19°. le Strontium;
20°. le Baryum;
21°. le Lithium;
22°. le Sodium;
23°. le Potassium;
24°. le Manganèse;
25°. le Zinc;
26°. le Fer;
27°. l'Etain;
28°. l'Arsenic;
29°. le Molybdène;
30°. le Chrôme;
31°. le Tungstène;
32°. le Columbium;
33°. le Sélénium;
34°. l'Antimoine;
35°. l'Urane;
36°. le Cérium;
37°. le Cobalt;
38°. le Titane;
39°. le Bismuth;
40°. le Cuivre;
41°. le Cadmium;
42°. le Tellure;
43°. le Plomb;
44°. le Mercure;
45°. le Nickel;
46°. l'Osmium;
47°. l'Argent;
48°. l'Or;
49°. le Platine;
50°. le Palladium;
51°. le Rhodium;
52°. l'Iridium.

Avant de faire l'histoire de ces substances, nous allons exposer les principes de la nomenclature chimique actuelle.

De la Nomenclature.

57. Les noms de la plupart de ces substances simples sont *insignificatifs*, et l'on est tellement habitué à les employer, qu'il serait inconvenant de leur en substituer d'autres qui exprimassent quelques-unes de leurs propriétés. Nous dirons même plus; il est de la plus haute importance, si l'on veut avoir une bonne nomenclature, de faire disparaître un certain nombre de noms significatifs généralement adoptés, qui, comme nous le ferons voir, sont plus propres à induire en erreur qu'à donner au langage chimique toute la précision qu'il devrait avoir. Il n'en est pas de même des composés auxquels ils donnent naissance; ces composés sont trop nombreux pour que la mémoire la plus heureuse puisse se rappeler les dénominations arbitraires, insignifiantes et absurdes par lesquelles les anciens chimistes les désignaient. Tout esprit juste sentira la nécessité de leur donner des noms qui expriment, autant que possible, la nature des élémens qui entrent dans leur composition, ainsi que les proportions dans lesquelles ces élémens sont combinés.

On est convenu d'appeler *oxides* les composés formés d'oxigène et d'une substance simple, qui ne rougissent point l'*infusum* de tournesol, et qui sont, en *général*, insipides, ou du moins qui n'ont pas une saveur aigre. On a appelé *acides* les composés d'oxigène, d'une, de deux ou de trois substances simples qui rougissent l'*infusum* de tournesol et qui ont une saveur aigre.

Oxides. Comme l'oxigène peut se combiner en différentes proportions avec la même substance simple, on désigne les produits sous les noms de *protoxide*, de *deutoxide* ou de *tritoxide*, suivant que l'oxigène y entre en une, en deux ou en trois proportions; et on appelle *per-*

oxide celui qui est le plus oxidé : ainsi le premier oxide de plomb (massicot) est le protoxide; le second (minium) est le deutoxide, et le troisième (oxide puce) est le tritoxide ou le peroxide. Si la substance simple ne peut former avec l'oxigène qu'un seul oxide, on désigne alors celui-ci sous le simple nom d'*oxide*. Lorsque l'oxide est combiné avec l'eau, on donne au composé le nom d'*hydrate*.

Si l'oxigène, en se combinant avec une ou plusieurs substances simples, forme un seul acide, on désigne celui-ci par le nom de cette substance, auquel on ajoute la terminaison *ique :* ainsi on dit *acide carbonique, acide borique*. S'il peut, au contraire, donner naissance à trois acides en se combinant en diverses proportions avec la même substance, le moins oxigéné est terminé en *eux*, celui qui contient plus d'oxigène en *ique*, et celui qui en renferme beaucoup plus en *ique oxigéné :* ainsi lorsqu'on dit *acide sulfureux, acide sulfurique* et *acide sulfurique oxigéné*, on indique que les trois acides sont formés par le soufre et par l'oxigène, mais que le dernier est plus oxigéné que les deux autres, et que l'acide sulfurique l'est plus que l'acide sulfureux. Si, par suite de nouveaux travaux, on parvenait à découvrir un acide composé de soufre et d'oxigène moins oxigéné que l'acide sulfureux, on le désignerait sous le nom d'*acide hypo-sulfureux*, de ὑπὸ, *au-dessous :* c'est ce qui a été fait dans ces derniers temps pour les acides formés par le phosphore et l'oxigène : en effet, ces acides portent les noms d'acides *hypo-phosphoreux, phosphoreux, phosphorique, phosphorique oxigéné*.

L'*hydrogène* jouit, comme l'oxigène, de la propriété de se combiner avec un certain nombre de substances simples, et de donner naissance à des produits qui, tantôt sont acides, tantôt ne le sont pas. *Produits acides*. Pour les distinguer des précédens on les a désignés par le mot *hydro*, auquel on a ajouté le nom de la substance sim-

ple, que l'on a également terminé en *ique* : c'est ainsi que l'on appelle *acide hydro-chlorique* l'acide qui résulte de la combinaison de l'hydrogène avec le chlore. Nous nous servirons de ces dénominations, parce qu'elles sont généralement reçues ; mais nous devons faire sentir qu'elles sont loin d'être exactes. En effet, en analysant le mot *hydro-chlorique*, on le trouve composé de ὕδωρ, qui signifie *eau*, et de *chlorique*, qui désigne un acide formé d'oxigène et de chlore : or, dans l'acide hydro-chlorique sec, il n'y a ni eau ni acide chlorique. Nous pouvons en dire autant des acides hydro-sulfurique, hydro-iodique, etc. La plus légère attention suffira pour prouver que le vice de ces dénominations disparaîtrait si, au lieu de conserver à l'hydrogène un nom qui rappelle l'eau, on lui en substituait un autre, quand même il serait insignifiant, et si l'on changeait la terminaison en *ique*. Un pareil changement, quoique léger en apparence, fournirait à une multitude de composés des noms rigoureux qui faciliteraient singulièrement l'étude de la chimie. *Produits non acides* formés d'hydrogène et d'une substance simple. Si ces produits sont solides, on les appelle *hydrures*; s'ils sont gazeux, on indique d'abord le nom du gaz hydrogène, puis celui de la substance simple que l'on termine en *é* : ainsi on dit *gaz hydrogène carboné, phosphoré, arsenié*, etc.

Lorsque deux autres substances simples se combinent entr'elles, le nom du composé est terminé en *ure* : par exemple on dit *chlorure de phosphore, de fer, de plomb; sulfure d'iode, d'arsenic de mercure;* et si le chlore ou le soufre peuvent se combiner en deux proportions avec ces substances, on désigne les composés par les noms de *proto-chlorure, proto-sulfure, deuto-chlorure, deuto-sulfure*, etc., suivant qu'ils renferment plus ou moins de chlore ou de soufre. Ce principe de nomenclature ne s'étend pas cepen-

dant aux produits que donnent les métaux en se combinant entr'eux : ainsi on ne dit pas *argenture d'or*, etc. ; on conserve à ces composés métalliques le nom général d'*alliage*, que l'on désigne plus particulièrement sous celui d'*amalgame*, lorsque le mercure en fait partie.

Les sels, produits très-nombreux, composés d'un acide et d'un ou de deux oxides métalliques, ont reçu des noms qui expriment leur nature. Si l'acide est terminé en *ique*, on change sa terminaison en *ate*, et en *ite* s'il est terminé en *eux* : ainsi les sels formés par les acides *phosphorique*, *phosphoreux*, et *hypo-phosphoreux*, portent le nom de *phosphates*, de *phosphites* et d'*hypo-phosphites*, noms auxquels on ajoute celui de l'oxide : par exemple, *phosphate de protoxide, de deutoxide* ou *de tritoxide de* tel ou de tel autre métal; et pour abréviér, *proto-sulfate, deuto-sulfate, trito-sulfate* du métal qui entre dans leur composition, etc. Les sels composés d'une base et d'acide *hydrochlorique*, *hydriodique*, *hydro-sulfurique*, ou de tout autre acide formé par l'hydrogène, sont également terminés en *ate* : par exemple, *proto-hydro-chlorate, deuto-hydro-chlorate de fer; hydro-sulfate de potasse,* etc. Si les sels sont avec excès d'acide, on les appelle *sur-sels*: ainsi on dit *sur-sulfate* de deutoxide de potassium. On désigne, au contraire, sous le nom de *sous-sels* ceux qui sont avec excès *d'oxide*.

Nous ne dirons rien de la nomenclature des matières végétales et animales, parce qu'elle n'est pas fondée sur des principes rigoureux.

Guyton de Morveau eut la gloire de créer cette belle nomenclature dont l'objet principal est de donner aux composés des noms qui indiquent les élémens qui entrent dans leur composition. Lavoisier, Fourcroy et M. Berthollet y firent quelques changemens, de concert avec l'auteur. Long-temps après, M. Thomson proposa les dénomina-

tions de protoxide, de deutoxide, etc.; enfin, dans ces derniers temps, M. Thenard en a fait de nombreuses et belles applications à des corps inconnus à l'époque où Morveau conçut cette idée heureuse.

ARTICLE PREMIER.

Des Substances simples non métalliques.

58. Ces substances simples sont, comme nous l'avons déjà dit, au nombre de dix : l'oxigène, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, l'iode, le phtore, le chlore et l'azote. La plupart des chimistes ont regardé, jusque dans ces derniers temps, l'oxigène comme le seul principe pouvant servir à la combustion, et lui ont conservé l'épithète de comburent, qui lui avait été donnée par les créateurs de la nomenclature chimique; tandis qu'ils ont continué à appeler *combustibles* toutes les autres substances élémentaires. Ces dénominations nous paraissent inutiles et propres à induire en erreur : aussi ne les admettons-nous pas. (Voy. *Combustion* § 61.)

Nous étudierons chacune des dix substances simples non métalliques dans l'ordre suivant : oxigène, hydrogène, bore, carbone, phosphore, soufre, iode, phtore, chlore et azote. Cet ordre est propre à rappeler un fait important, savoir : que l'affinité dont chacune d'elles est douée pour l'oxigène est d'autant plus grande, *en général*, qu'elle est plus immédiatement placée à côté de lui : ainsi l'hydrogène occupera le premier rang, l'azote le dernier.

De l'Oxigène (1).

59. L'oxigène est, parmi les corps simples dont nous parlons, celui qui est le plus généralement répandu dans

(1) Oxigène, mot grec dérivé de ὀξὺς, *acide*, et de γείνομαι,

la nature : à l'état *solide*, il entre dans la composition des substances végétales et animales, et d'une multitude de produits minéraux; plusieurs *liquides* sont également formés par une plus ou moins grande quantité de ce principe : tels sont l'eau, l'acide nitrique (eau forte) etc.; enfin il fait partie constituante d'un très-grand nombre de gaz, tels que l'air atmosphérique, le gaz acide carbonique, le gaz acide sulfureux, etc. Jusqu'à présent il a été impossible d'obtenir l'oxigène pur autrement qu'à l'état de gaz : il est donc important de l'étudier sous cet état.

Du gaz Oxigène.

60. *Propriétés.* Le gaz oxigène est incolore, inodore et insipide; sa pesanteur spécifique, d'après MM. Biot et Arago, est de 1,0359, celle de l'air étant prise pour l'unité. Lorsqu'on le comprime fortement dans un cylindre de verre creux, dont les parois sont très-épaisses, on remarque qu'il s'échauffe comme tous les autres gaz, et il se dégage une très-grande quantité de lumière. Il ne partage cette dernière propriété, suivant M. Saissy, qu'avec le chlore gazeux et l'air atmosphérique, qui ne la possèdent pourtant qu'à un degré moindre. Quelque violens que puissent être les moyens compressifs qui ont été mis en usage jusqu'à ce jour, on n'est jamais parvenu à solidifier le gaz oxigène, propriété qu'il partage avec tous les autres gaz permanens.

La lumière le traverse et se réfracte; la puissance réfrac-

---

j'engendre, c'est-à-dire principe générateur des acides. Ce nom fut donné à l'oxigène à l'époque où l'on croyait qu'il faisait partie constituante de tous les acides; il est parfaitement reconnu aujourd'hui qu'il existe des acides qui n'en contiennent point.

tive de l'air atmosphérique étant 1, celle du gaz oxigène est de 0,86161. Soumis à l'action de la pile, l'oxigène se porte au pole vitré.

Caractères essentiels. 1°. Tous les corps simples ou composés, tels que le soufre, le fer, le bois, la cire, dont la température a été élevée, plongés dans le gaz oxigène, l'absorbent rapidement et avec un grand dégagement de calorique et de lumière; il suffit même qu'ils présentent un de leurs points en ignition pour que ce phénomène se vérifie. C'est en vertu de cette propriété que l'oxigène a été regardé, jusque dans ces derniers temps, comme un agent indispensable à la combustion; 2°. il est également nécessaire pour la respiration; la vie s'éteint dès l'instant où les animaux sont plongés dans une atmosphère qui ne contient pas d'oxigène libre. (Voy. *Respiration*, tom. II.) 3°. Le gaz oxigène est très-peu soluble dans l'eau. Il fut découvert en 1774 par Priestley.

Les *usages* de l'oxigène sont excessivement nombreux: nous en parlerons à mesure que nous ferons l'histoire des corps avec lesquels on le combine.

Action sur l'économie animale. Il doit être regardé comme un excitant; lorsqu'on le respire pur, il détermine à-peu-près les effets dont nous avons parlé à l'article *Calorique*. Lors de sa découverte, plusieurs médecins conçurent l'espoir de diminuer l'intensité des symptômes de la phthisie pulmonaire en le faisant respirer; mais il détermina une excitation telle dans les organes pulmonaires, qu'on fut obligé d'y renoncer. Il paraît agir avantageusement dans l'asthme humide, dans la chlorose, dans les affections scrophuleuses, les empâtemens du bas-ventre, dans certaines affections lentes des poumons et des viscères abdominaux, dans le commencement du rachitis, le scorbut; mais principalement dans l'asphyxie par défaut d'air, et par les gaz nuisibles à cause de leur non respirabilité.

Extraction. On peut obtenir le gaz oxigène par plusieurs procédés: 1°. On introduit quelques gros de chlorate de potasse cristallisé (muriate sur-oxigéné de potasse) dans une petite cornue de verre, à laquelle on adapte un tube recourbé propre à recueillir les gaz, et qui se rend sous une cloche remplie d'eau ; on chauffe graduellement la cornue; l'air de l'appareil se dégage, le sel fond, se décompose, et l'on obtient tout l'oxigène qui entre dans la composition de l'acide chlorique et de la potasse (1); il reste dans la cornue du chlorure de potassium (muriate de potasse sec). Cent grains de chlorate fournissent 39 grains de gaz oxigène. 2°. On pulvérise le peroxide de manganèse noir, et on le traite à froid par l'acide hydrochlorique pour le débarrasser des carbonates de chaux, de fer, etc., qu'il renferme toujours et que l'on transforme par ce moyen en hydro-chlorates solubles; on décante la liqueur, et on fait sécher l'oxide après l'avoir lavé; lorsqu'il est sec, on l'introduit dans une cornue de verre *C*, avec la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré; cette cornue doit être lutée et placée sur un fourneau à réverbère (*voyez* pl. 9, fig. 55); son col doit se rendre dans un ballon bitubulé *B*, contenant un peu d'eau, et donnant issue par une de ses tubulures au tube de sûreté recourbé *T*, qui va se rendre sous une cloche pleine d'eau. L'appareil étant luté, on chauffe graduellement la cornue; l'air se dégage, et l'on ne tarde pas à obtenir une très-grande quantité de gaz oxigène : en effet, le peroxide de manganèse est ramené à l'état de protoxide qui se combine avec l'acide pour former du proto-sulfate. On se procure, par ce procédé, beaucoup plus de gaz que par le suivant. 3°. On chauffe graduellement le peroxide

(1) L'acide chlorique est formé d'oxigène et de chlore; la potasse est composée d'oxigène et de potassium.

de manganèse purifié par l'acide hydro-chlorique, en le mettant dans une cornue de grès lutée, à laquelle on a adapté un tube de sûreté recourbé qui se rend sous l'eau; cette cornue est disposée dans un fourneau à réverbère, de manière à pouvoir être chauffée jusqu'au rouge; le peroxide passe seulement à l'état de deutoxide, et perd la quantité de gaz oxigène que l'on obtient : un kilogramme de cet oxide fournit de 40 à 50 litres de gaz. Si l'oxide de manganèse n'a pas été bien purifié, il ne faut pas recueillir les premières portions de gaz, car elles renferment presque toujours de l'azote et de l'acide carbonique. Il est inutile de dire que toutes ces opérations sont terminées lorsqu'il ne se dégage plus d'oxigène. 4°. On peut encore se procurer ce gaz en chauffant dans des vaisseaux fermés les deutoxides de mercure et de plomb, le nitrate de potasse, etc.; mais le chlorate de potasse est de tous les corps celui qui fournit le gaz le plus pur.

De la Combustion.

61. Le mot *combustion* signifie, dans son acception ordinaire, le changement total qui s'opère dans la nature des corps combustibles, avec émission abondante de calorique et de lumière. Lavoisier et la plupart des chimistes modernes regardent, au contraire, la combustion comme un phénomène dans lequel *l'oxigène se combine avec un corps quelconque*; suivant eux, il y a combustion toutes les fois que l'oxigène s'unit à d'autres corps, même lorsqu'il n'y a aucun dégagement sensible de calorique ni de lumière, tandis qu'ils n'admettent pas qu'il y ait *combustion* lors de la combinaison de deux ou de plusieurs corps ne contenant point d'oxigène, quand même cette combinaison serait accompagnée de flamme et d'un grand dégagement de chaleur.

Il suffit de réfléchir un instant pour voir qu'il n'est guère possible d'admettre une pareille définition. En effet, on observe tous les phénomènes de la *combustion* dans la formation d'une multitude de produits où l'oxigène n'entre pas : ainsi que l'on introduise de l'arsenic pulvérisé, dans une cloche remplie de chlore gazeux, ces deux substances simples se combineront même à froid : il y aura dégagement de *calorique et de lumière*, et formation d'un liquide qui sera le chlorure d'arsenic. Des phénomènes analogues auront lieu si on substitue le phosphore à l'arsenic. D'un autre côté, on n'observe aucun phénomène de *combustion* dans un grand nombre de cas où l'oxigène se combine avec des substances simples. Citons pour exemple l'oxidation du fer que l'on expose à l'air; on ne remarque aucun dégagement sensible de *calorique ni de lumière:* le fer se combine pourtant avec l'oxigène.

Frappés de l'insuffisance de la définition que nous venons de combattre, quelques auteurs modernes l'ont rejetée, et ont présenté de nouvelles vues sur la combustion. Dans la dernière édition de son système de chimie, M. Thomson admet l'existence de corps combustibles, de corps incombustibles, et d'autres qu'il nomme *soutiens de la combustion*, leur présence étant nécessaire pour que les corps combustibles brûlent Ainsi, suivant cet auteur, la combustion n'est autre chose que la *combinaison d'un corps combustible avec un des soutiens de la combustion, combinaison qui a lieu avec dégagement de calorique et de lumière.* Les soutiens de la combustion sont simples ou composés : les premiers sont l'*oxigène*, le *chlore*, l'*iode*, le *fluor* (phtore); les autres sont l'air *atmosphérique*, l'*acide nitrique*, et plusieurs composés dans lesquels on trouve l'un ou l'autre des soutiens simples.

Il est aisé de sentir combien cette manière d'envisager la combustion est plus exacte que celle de Lavoisier, dont

elle diffère essentiellement : en effet, dans cette dernière, on n'admet qu'un simple soutien de la combustion, *l'oxigène*, et l'on fait abstraction du dégagement de calorique et de lumière, qui pourtant constitue le phénomène le plus essentiel de la combustion.

Toutefois, la théorie de M. Thomson nous paraît pouvoir être avantageusement modifiée. Quelle nécessité y a-t-il, par exemple, d'admettre des soutiens de la combustion ? en les rejetant, on éviterait plusieurs inconvéniens : par exemple, M. Thomson ne range point le *soufre* parmi les soutiens de la combustion; il le place, au contraire, dans la section des corps combustibles : or, il est aisé de prouver qu'il appartient aussi bien à l'une qu'à l'autre de ces classes : en effet, il joue le rôle de combustible lorsqu'on le brûle au moyen de l'oxigène, qui agit alors comme soutien de la combustion; mais ne joue-t-il pas le rôle de soutien de la combustion, lorsqu'on le fait chauffer avec le cuivre divisé, et qu'au moment de la combinaison il y a un dégagement considérable de calorique et de lumière ? Objectera-t-on que dans ce dernier cas il n'agit pas comme *soutien?* Il faudra alors admettre ou que la combustion n'a pas lieu, malgré le dégagement de calorique et de lumière, ou, si elle a lieu, que le cuivre en est le soutien, opinion qui ne s'accorde point avec les idées de M. Thomson sur la combustion.

Ces considérations nous engagent à regarder la combustion *comme un phénomène très-général, qui a lieu toutes les fois qu'un ou deux corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière.* Nous avouons cependant que l'oxigène est, parmi les corps connus, celui qui donne le plus souvent lieu à ce dégagement lorsqu'il s'unit à d'autres; c'est ce qui nous détermine à placer ici les principales considérations sur la *combustion.*

Combustion produite par la combinaison d'un corps so-

lide avec un corps gazeux. Cette combustion peut avoir lieu à froid ou à une température élevée. 1°. *A froid* : que l'on projette de l'antimoine, de l'arsenic, ou de l'étain pulvérisés, dans un flacon rempli de *chlore* gazeux; dans le même instant on apercevra une vive lumière, la température s'élèvera, et il se formera du chlorure d'antimoine, d'arsenic ou d'étain, qui paraîtra d'abord sous la forme d'une fumée plus ou moins épaisse et qui ensuite deviendra liquide. D'où vient le calorique qui se dégage? du chlore qui passe de l'état de gaz, à l'état solide, et qui, par conséquent, doit abandonner une grande portion du calorique qui le tenait à l'état de gaz. Si nous admettons que la lumière soit une modification du calorique, nous pourrons concevoir la production de la flamme, qui ne serait alors autre chose qu'une portion de calorique qui deviendrait lumière pendant la combustion. Si nous regardons, au contraire, la lumière comme un fluide distinct du calorique, nous serons obligés d'admettre que la flamme est due au dégagement de la lumière qui fait partie du chlore gazeux. Dans aucun cas nous ne pouvons supposer que tout le calorique provienne des métaux, qui, étant solides, en contiennent beaucoup moins que le chlore; cependant ils peuvent en fournir une très-petite quantité. 2°. *A une température élevée :* que l'on introduise dans un flacon rempli de gaz oxigène un fil mince d'acier, suspendu par une de ses extrémités à un bouchon de liége, offrant à l'autre extrémité un morceau d'amadou allumé; le fer brûlera avec le plus grand éclat et avec la plus grande rapidité; il se combinera avec l'oxigène et se transformera en oxide noir; la température s'élèvera considérablement. La cause du dégagement de chaleur et de lumière est absolument la même dans ce cas que dans le précédent.

Si on détermine le poids du produit ou du corps brûlé

on le trouvera égal à celui des corps qui se sont combinés pendant la combustion.

Combustion produite par la combinaison de deux corps solides. Si on mêle dans un creuset du soufre et du cuivre très-divisés, et qu'on élève suffisamment la température, ces deux corps se combineront; il y aura dégagement de calorique et de lumière, et par conséquent *combustion.* D'où provient le calorique? de ce que les molécules du sulfure de cuivre formé sont extrêmement rapprochées, beaucoup plus que ne l'étaient séparément celles du soufre et du cuivre qui le constituent; d'où il suit qu'au moment de la formation de ce sulfure, une partie du calorique a dû se dégager. Ici, comme dans l'exemple précédent, le poids du corps brûlé (sulfure de cuivre) est exactement le même que celui du soufre et du cuivre qui se sont combinés.

On pourrait encore citer comme exemple de ce genre de combustion la poudre à canon, qui n'est autre chose que la réunion de trois corps solides, le nitre, le soufre et le charbon; sa combustion est évidemment l'effet de la combinaison de l'oxigène qui fait partie de l'acide nitrique du nitre (1) avec le soufre et le charbon. Mais quelle est la cause du dégagement de chaleur et de lumière? On ne peut l'assigner d'une manière convenable qu'autant que l'on admet que l'oxigène, en se combinant avec l'azote pour former de l'acide nitrique, retient la plus grande partie du calorique et de la lumière avec lesquels il était uni à l'état de gaz: en effet, alors on peut concevoir qu'au moment de la combinaison de cet oxigène avec le soufre et avec le charbon, il y ait un dégagement considérable de calorique et de lumière.

Combustion produite par la combinaison de deux gaz.

---

(1) L'acide nitrique est formé d'oxigène et d'azote; le nitre est composé d'acide nitrique et de potasse.

Lorsqu'on met le feu à un mélange de deux parties de gaz hydrogène et d'une de gaz oxigène, il y a combustion, et la chaleur dégagée est assez intense pour fondre une multitude de corps infusibles par tout autre moyen. On concevra facilement la cause de cette élévation de température, lorsqu'on saura que les deux gaz en se combinant passent à l'état liquide et donnent naissance à de l'eau. Le poids du liquide obtenu est le même que celui des deux gaz qui se sont combinés.

Combustion produite par la combinaison de plusieurs liquides. Si on verse de l'acide nitrique sur de l'huile de térébenthine préalablement mêlée avec une certaine quantité d'acide sulfurique, le mélange prend feu subitement, et il se dégage une très-grande quantité de calorique et de lumière. Cette combustion est le résultat de la combinaison de l'oxigène de l'acide nitrique avec l'hydrogène et le carbone de l'huile (1). Le dégagement du calorique et de la lumière s'explique comme nous venons de le dire en parlant de la combustion de la poudre.

Qu'il y a loin de cette manière d'envisager la combustion aux diverses hypothèses imaginées par les chimistes qui avaient précédé Lavoisier, pour se rendre raison de ce phénomène!

Parmi les anciennes théories de la combustion, la plus célèbre est sans contredit celle de Stahl. Suivant cet auteur, un corps n'est combustible que parce qu'il contient un principe subtil, insaisissable, connu sous le nom de *phlogistique*. Lorsqu'on fait brûler ce corps, le phlogistique se dissipe, et c'est dans cette séparation que consiste la combustion : aussi le résidu est-il incombustible. Au mo-

(1) Toutes les huiles sont formées d'hydrogène, de carbone et d'oxigène.

ment de se dégager, le phlogistique est affecté d'un mouvement violent : la chaleur et la lumière ne sont autre chose que ce principe subtil dans cet état de grande agitation. Éclaircissons cette théorie par un exemple : le cuivre était considéré comme composé de *phlogistique* et de *chaux* (oxide) de *cuivre;* lorsqu'on le faisait brûler, le phlogistique se dégageait, et le résidu était de la *chaux de cuivre* (oxide de cuivre), substance brûlée, et par conséquent incombustible. Au contraire, toutes les fois qu'un corps incombustible devenait combustible, il ne faisait que se combiner avec le phlogistique : par exemple, lorsqu'en chauffant fortement la *chaux de cuivre* dont nous avons parlé, avec du charbon, on obtenait le cuivre qui jouissait de nouveau de la propriété de brûler, c'était parce que le charbon avait fourni du phlogistique qui s'était combiné avec la chaux de cuivre. Il aurait suffi, pour renverser cette théorie, et en faire sentir toute l'inexactitude, de peser comparativement le cuivre avant et après avoir été brûlé : on aurait vu que son poids était plus considérable après la combustion; or, comment peut-il se faire qu'un corps augmente de poids lorsqu'il se borne à perdre du phlogistique?

De la Flamme.

62. M. Davy, dans un travail récent sur la flamme, est parvenu à un certain nombre de résultats importans que nous croyons devoir faire connaître :

1°. La flamme n'est autre chose, suivant le célèbre chimiste anglais, qu'une matière gazeuse chauffée au point d'être lumineuse, et jouissant d'une température qui surpasse la chaleur blanche des corps solides. *Expérience :* placez à un vingtième de pouce d'une lampe à esprit-de-vin un fil fin de platine; cachez cette flamme à l'aide d'un corps opaque; le fil deviendra blanc par l'effet de la cha-

leur, quoiqu'il n'y ait point de lumière visible dans l'endroit où il se trouve.

2°. La lumière de la flamme est extraordinairement brillante et intense lorsqu'il se forme quelque *matière solide* et fixe dans cette flamme: ainsi le phosphore, qui se transforme, par la combustion rapide, en acide phosphorique *solide*, brûle avec une flamme très-intense; il en est de même du zinc, qui, par la *combustion*, se change en oxide de zinc solide. Au contraire, lorsqu'il ne se produit point de matière solide dans la flamme, celle-ci est extrêmement faible et transparente : tel est le cas du soufre que l'on fait brûler dans le gaz oxigène, et qui se transforme *en gaz acide sulfureux*. Veut-on augmenter l'intensité de la flamme de ce corps, on n'a qu'à la mettre en contact avec de l'amianthe, de l'oxide de zinc, une gaze métallique ou toute autre matière solide.

3°. Lorsqu'on fait passer la flamme à travers une gaze métallique très-serrée, qui est à la température ordinaire, ce tissu refroidit le gaz qui le traverse, de manière à réduire sa température au-dessous du degré auquel il est lumineux. Plus les trous de la gaze sont petits, plus la flamme a de difficulté à les traverser, tout étant égal d'ailleurs. Plus les corps qui produisent la flamme sont combustibles, ou, en d'autres termes, plus cette flamme est chaude, moins la gaze métallique oppose de résistance à se laisser traverser. En général, on facilite le passage de la flamme à travers la gaze en chauffant celle-ci jusqu'au rouge ou jusqu'au rouge blanc. Il résulte des expériences de M. Davy qu'un fil de fer de $\frac{1}{40}$ de pouce d'épaisseur, chauffé même jusqu'au rouge blanc, n'enflamme pas le gaz hydrogène carboné qui se dégage des mines de charbon de terre, tandis qu'un fil de la même épaisseur, chauffé seulement jusqu'au rouge cerise enflamme le gaz hydrogène.

La belle découverte de la lampe de sûreté faite dans ces

derniers temps par M. Davy, est une conséquence de ces résultats. On sait que les mineurs sont souvent victimes de la détonnation qui a lieu au moment où l'air se mêle avec le gaz hydrogène carboné qui se dégage des mines de charbon de terre, et que le mélange est en contact avec des corps enflammés. On évite facilement cette explosion en construisant une lampe dont la cage cylindrique a un diamètre qui ne surpasse pas deux pouces, et dont les jours sont recouverts d'une toile métallique ayant 750 ouvertures environ par pouce carré; le fil de fer peut avoir de $\frac{1}{10}$ à $\frac{1}{60}$ de pouce : il est évident que la lumière placée dans cette lampe éclairera suffisamment, et ne traversera pas la toile métallique; par conséquent, on n'aura pas à craindre qu'elle enflamme le mélange détonnant dont nous avons parlé. (*Voyez*, pour plus de détails, les divers *Mémoires* de M. Davy, insérés dans les *Annales de Physique et de Chimie*, tom. I, III et IV.)

De l'Hydrogène (1).

63. L'hydrogène se trouve très-abondamment dans la nature; il entre dans la composition de toutes les substances végétales et animales, de l'eau, des acides hydro-chlorique, hydriodique et hydro-sulfurique, de l'ammoniaque et de tous les sels ammoniacaux, etc. Son existence dans les régions supérieures de l'atmosphère est loin d'être prouvée, puisque M. Gay-Lussac, qui a fait l'analyse de l'air qu'il avait recueilli à une très-grande hauteur, n'en a pas trouvé un atome. Les assertions des physiciens qui ont admis ce principe gazeux dans l'atmosphère sont donc prématurées

(1) Hydrogène, mot grec dérivé de ὕδωρ, *eau*, et de γείνομαι, *j'engendre*, principe générateur de l'eau.

et sans appui. L'hydrogène, isolé des divers corps avec lesquels il est uni, est toujours gazeux : nous devons par conséquent l'examiner sous cet état.

Du Gaz hydrogène (air inflammable).

64. *Propriétés.* Le gaz hydrogène *pur* est incolore, insipide et inodore; sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air, n'est que de 0,07321. La *lumière* le traverse et se réfracte considérablement; la puissance réfractive de l'air étant 1,00000, celle du gaz hydrogène pur est 6,61436, toutes les circonstances étant égales d'ailleurs : cette grande force de réfrangibilité dépend de ce que l'hydrogène est un corps très-avide d'oxigène : en effet, on a parfaitement démontré que la puissance réfractive est, en général, en rapport avec la densité des corps et avec leur degré d'affinité pour l'oxigène. *Le fluide électrique* n'altère point le gaz hydrogène.

Le gaz *oxigène* exerce une action remarquable sur le gaz hydrogène lorsque la température est élevée. *Expérience.* 1°. On remplit de gaz hydrogène une vessie à laquelle on a adapté un tube de cuivre terminé par un très-petit trou; on presse la vessie et on enflamme le gaz; alors on introduit le petit tube dans une cloche parfaitement sèche et pleine de gaz oxigène; cette cloche est placée sur la cuve à mercure, et penchée de manière à ce que l'un de ses bords soit hors du métal; on ne tarde pas à remarquer qu'il se forme de l'eau par la combinaison de ces deux gaz, car elle tapisse les parois de la cloche et ruisselle bientôt après.

2°. On commence par remplir d'eau un flacon à l'émeri, en le plongeant dans la partie inférieure d'une cuve pneumato-chimique; lorsqu'il est plein on le renverse, et on le porte à la surface du liquide, jusqu'à ce que les cinq

sixièmes environ se trouvent dans l'atmosphère; on y introduit assez de gaz oxigène pour que le tiers de l'eau dont il est rempli soit expulsé; on y fait entrer un volume double de gaz hydrogène, qui chasse l'eau qui y restait encore; on le bouche en le tenant toujours plongé dans le liquide, puis on le retire; on enveloppe d'un linge toute sa surface, excepté l'extrémité du goulot; on le débouche et on approche aussitôt son ouverture d'une bougie enflammée : à peine le mélange des deux gaz est-il en contact avec le calorique, que l'on entend une vive détonnation, et que l'on aperçoit une lumière plus ou moins intense. (*Théorie.* Voy. *Expérience* 4e, pag. 95.)

3°. Si le mélange de deux parties de gaz hydrogène et d'une de gaz oxigène se trouve dans une vessie munie d'un robinet auquel on a adapté un bouchon percé pour recevoir un tube de verre effilé à la lampe, et que l'on comprime la vessie, afin de faire passer le gaz à travers une dissolution de savon épaisse, préalablement disposée dans un mortier de fer, on remarque que les bulles du gaz font mousser le savon, le dilatent et lui donnent une forme plus ou moins globuleuse. Si dans cet état on retire la vessie et le tube, et qu'on approche une allumette enflammée de la surface du savon, on détermine une vive détonnation. (*Théorie.* Voy. *Expérience* 4e, pag. 95.)

4°. Lorsqu'on dispose dans l'eudiomètre de Volta le mélange de ces deux gaz dans le rapport indiqué ci-dessus, on observe plusieurs phénomènes propres à jeter du jour sur la cause de leur production. Nous allons d'abord décrire l'instrument. (*Voyez* fig. 49). On peut le regarder comme formé de trois parties, une moyenne, une inférieure et l'autre supérieure; la partie moyenne se compose d'un tube de verre très-épais *TT*, terminé inférieurement et supérieurement par une virole *V* attachée avec du mastic et se vissant au robinet *R*. La partie inférieure est formée

d'un pied de verre ou de cuivre jaune *P*, qui est constamment creux, d'une virole *V'* et d'un robinet *R*, dont la tige creuse se visse à la virole *V'*. La partie supérieure offre la même disposition que l'inférieure, excepté que le bassin *B* est moins large que le pied *P*. Vers l'extrémité supérieure du tube *TT*, se trouve une petite tige de cuivre horizontale *CH*, attachée à la virole dont nous avons parlé, et se terminant intérieurement très-près de la surface interne de la virole. Cette tige est en partie contenue dans un petit tube de verre *tt*, dont la surface externe est enduite de résine : elle est par conséquent isolée de manière à pouvoir transmettre une certaine quantité de fluide électrique dans l'intérieur du tube *TT*. L'intérieur de l'instrument présente des ouvertures tellement disposées, que lorsque les robinets sont ouverts, l'eau que l'on ferait entrer par le bassin *B* sortirait par le pied *P*.

Si après avoir rempli d'eau cet instrument plongé perpendiculairement dans la cuve pneumato-chimique, on ferme le robinet supérieur, on pourra, en ouvrant le robinet inférieur, introduire dans le tube *TT* deux parties d'hydrogène et une partie d'oxigène en volume. Si l'on fait passer alors l'étincelle électrique à travers le mélange, en approchant de la tige de cuivre *CH*, préalablement essuyée, une bouteille de Leyde chargée, ou le plateau de l'électrophore électrisé par le frottement, on remarquera une lumière et une détonnation plus ou moins vives; la colonne d'eau contenue dans le tube *TT* sera refoulée en bas et remontera subitement, en sorte que le tube se trouvera rempli de liquide ; enfin les deux gaz auront disparu. Si au lieu de laisser le robinet inférieur *R* ouvert, on le ferme avant de faire passer l'étincelle électrique, il se formera un vide qui sera immédiatement rempli par l'eau si on rouvre le robinet. *Théorie.* Il se forme de l'eau par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène:

cette eau est transformée en vapeur par la grande quantité de calorique dégagé dans l'expérience : or, la vapeur résultante occupe un espace plus grand que celui qu'occupaient les deux gaz; elle doit donc refouler en bas le liquide contenu dans le tube *TT*; mais comme la vapeur se trouve alors en contact avec un corps froid, elle passe à l'état liquide; presque tout l'espace qu'elle occupait se trouve vide, et l'eau doit remonter pour remplir ce vide. Ces deux effets étant presque instantanés, on conçoit qu'il résulte un double choc capable de rendre raison de la détonnation qui les accompagne. La même théorie peut être appliquée aux expériences 2e, 3e, avec cette différence que c'est l'air atmosphérique qui est refoulé, d'abord en avant, puis en arrière.

5°. M. Biot a prouvé qu'un mélange de deux parties de gaz hydrogène et d'une de gaz oxigène, comprimé fortement dans une seringue métallique très-épaisse, garnie d'un verre au fond, se combinaient, formaient de l'eau, et il y avait détonnation et dégagement d'une lumière très-vive : dans cette expérience, qui n'est pas sans danger, le verre est projeté au loin.

65. L'action du gaz hydrogène sur le gaz oxigène, à la température ordinaire, est loin d'offrir des phénomènes aussi complexes : les deux gaz, d'une pesanteur spécifique très-différente, se mêlent intimement et forment un tout homogène. *Expérience.* Lorsqu'on prend deux fioles d'égale capacité, munies chacune d'un bouchon percé d'un trou, et qu'on les remplit, l'une de gaz oxigène, et l'autre de gaz hydrogène, on remarque, en les faisant communiquer ensemble à l'aide d'un tube de verre d'environ un pied de long, et en les tenant dans une direction perpendiculaire, que la fiole pleine de gaz oxigène, qui est la plus inférieure, cède une portion de gaz à la fiole supérieure, et qu'une partie de l'hydrogène de celle-ci passe à son tour

dans la fiole inférieure, en sorte qu'au bout de deux ou trois heures, les gaz sont mêlés, et l'on peut enflammer le mélange dans chacune des fioles, en les séparant et en les approchant d'une bougie allumée. M. Dalton, à qui nous devons un travail sur cet objet, a conclu, après avoir fait un très-grand nombre d'expériences, *qu'un fluide élastique ne peut rester sur un autre plus pesant sans s'y mêler.*

Caractères essentiels. 1°. Lorsqu'on approche une bougie allumée du gaz hydrogène contenu dans une éprouvette dont l'ouverture est en bas, le gaz se combine avec l'oxigène de l'air, et il se produit une flamme blanche d'autant plus bleue que le gaz hydrogène est moins pur; il y a aussi une légère détonnation, et il ne se forme que de l'eau; car, après l'expérience, l'eau de chaux n'est point troublée par son agitation avec l'air de la cloche, ce qui arriverait s'il s'était formé du gaz acide carbonique. 2°. Si au lieu de laisser la bougie à la surface de la cloche, on la plonge dans l'intérieur, elle s'éteint après avoir mis le feu aux premières couches de gaz. 3°. Ce gaz est très-léger. *Expérience.* 1°. Que l'on prenne deux cloches à-peu-près égales, l'une remplie d'air atmosphérique et dont l'ouverture sera en haut; l'autre pleine de gaz hydrogène et dont l'ouverture sera en bas; que l'on adapte l'une à l'autre ces deux ouvertures, puis que l'on change la position en renversant les cloches, afin que celle qui contient le gaz hydrogène se trouve inférieure à l'autre; quelques instans après on pourra s'assurer, à l'aide d'une bougie allumée, que la majeure partie de l'hydrogène a passé dans la cloche auparavant remplie d'air atmosphérique. 4°. Si on remplit une éprouvette de gaz hydrogène, et qu'on la renverse de manière à ce que son ouverture soit en haut, en approchant immédiatement après une bougie allumée, on observera que la détonnation sera plus vive, et le dégagement

de calorique et de lumière plus intense que lorsque l'ouverture de l'éprouvette était en bas : dans le premier cas, le gaz hydrogène, à raison de sa légèreté et de la position de la cloche, s'élance subitement dans l'air; celui-ci, au contraire, beaucoup plus pesant, se précipite dans la cloche, en sorte que les gaz sont parfaitement mêlés.

On se sert du gaz hydrogène pour faire l'analyse de l'air et pour remplir les ballons aérostatiques. M. Clarke, professeur de minéralogie à Cambridge, a prouvé, par une nombreuse série d'expériences, que lorsqu'on met le feu à un mélange de deux parties en volume de gaz hydrogène, et d'une de gaz oxigène pur, préalablement condensés dans un réservoir, il se produit une chaleur capable de fondre en quelques instans les substances regardées comme les plus infusibles. Déjà, en 1802, Robert Hare, physicien d'Amérique, avait publié quelques données sur cet objet. M. Clarke s'est servi dans ses expériences du chalumeau de Brooks, dont voici la description (*Voyez* fig. 50).

E est une vessie contenant le mélange gazeux avant la condensation. *F* est une espèce de corps de pompe aspirante et foulante, dans lequel se meut le piston *D* qui sert à condenser les gaz. *C* est un réservoir pour le gaz condensé. Les lettres *hh* représentent une couche d'huile placée au fond du réservoir. *RR* est un cylindre creux en laiton dont l'extrémité inférieure est garnie d'une toile métallique contenant 7 à 800 ouvertures au pouce carré, et plongée dans l'huile; l'extrémité supérieure de ce cylindre est ouverte et communique avec le gaz du réservoir *C*. *AB* est un petit tube de verre et mieux de métal, de $\frac{1}{80}$ de pouce de diamètre et de trois ou quatre pouces de long, qui sert à donner issue au gaz condensé.

Après avoir condensé dans le réservoir le mélange des deux gaz à l'aide de la pompe, une portion de ce mélange

entre par la partie supérieure du cylindre *R* et sort par l'orifice *A* du tube : on y met le feu ; la flamme ne se produit qu'à une certaine distance de l'orifice *A* : sans cela, le tube serait rapidement fondu. Si l'ouverture de ce tube était considérable, l'inflammation se communiquerait au mélange contenu dans l'appareil, et il se produirait une vive détonnation suivie de beaucoup de danger. On évite, au contraire, les accidens en employant un tube dont l'orifice est très-étroit, la flamme ne pouvant pas traverser les ouvertures d'un petit diamètre. (*Voy.* § 62, 3°.) La toile métallique dont l'extrémité inférieure du liquide *R* est garnie a également pour objet de s'opposer à la transmission de la flamme; enfin la couche d'huile empêche toute espèce de communication entre le gaz du réservoir *C* et celui qui est contenu dans le cylindre *R*.

Malgré toutes les précautions indiquées pour éviter les accidens qui peuvent être la suite de l'emploi de cet instrument, il est encore prudent de le placer derrière une porte ou un mur, et de faire passer le tube *AB* à travers.

Poids d'un atome d'hydrogène. On sait, par l'analyse, que l'eau est un composé binaire de 88,29 parties d'oxigène et de 11,71 d'hydrogène en poids; ou, ce qui revient au même, de 8 d'oxigène et de 1 d'hydrogène (environ); mais dans l'eau, un atome d'oxigène est combiné avec un atome d'hydrogène : donc, en représentant le poids d'un atome d'oxigène par 1, le poids d'un atome d'hydrogène sera $\frac{1}{8}$ ou 0,125.

Suivant M. Chaussier, le gaz hydrogène communique une teinte bleuâtre au sang et aux autres parties; on peut le respirer pendant quelques instans sans danger; mais il finit par déterminer l'asphyxie. On ne l'a jamais employé en médecine.

Extraction. 1°. On introduit dans une petite fiole *F* de

la tournure de zinc ou de fer et de l'acide sulfurique ou hydro-chlorique, étendus de quatre ou cinq fois leur poids d'eau; on y adapte un bouchon percé pour donner passage à un tube de verre recourbé (*voyez* pl. 9, fig 56) qui se rend sous l'eau; dans le même instant on remarque une vive effervescence due au dégagement du gaz hydrogène; on ne recueille pas les premières portions, qui sont mêlées d'air. A la fin de l'expérience, on trouve du proto-sulfate de fer ou du sulfate de zinc dans la fiole.

Théorie. Le fer est un corps simple;

L'acide sulfurique est composé d'oxigène et de soufre;

L'eau est formée d'oxigène et d'hydrogène.

Il suit de là que l'hydrogène obtenu provient de l'eau, puisque ni le fer ni l'acide sulfurique n'en contiennent point. Voici ce qui se passe : l'eau est décomposée; son oxigène se combine avec le fer ou avec le zinc pour former un oxide qui s'unit avec l'acide sulfurique et donne naissance à du proto-sulfate de fer ou à du sulfate de zinc; son hydrogène se dégage et passe à l'état de gaz en se combinant avec une certaine quantité de calorique dégagé pendant l'opération. D'où provient ce calorique? de l'acide sulfurique et de l'oxigène de l'eau dont les molécules se rapprochent fortement en se combinant avec celles du métal. Le gaz hydrogène obtenu par ce procédé paraît contenir, d'après les expériences de M. Donovan, de l'acide hydro-sulfurique, de l'acide carbonique et une autre matière dont il n'a pas pu déterminer la nature; on le purifie en l'agitant pendant quelques minutes avec l'eau de chaux, ensuite avec un peu d'acide nitreux, puis avec une faible dissolution de proto-sulfate de fer, et enfin avec de l'eau : alors le gaz est inodore. 2°. On obtient du gaz hydrogène en décomposant l'eau par la pile électrique : dans ce cas il est excessivement pur.

Du Bore.

Le bore est un corps simple qui ne se trouve jamais pur dans la nature, mais qui fait partie de trois composés naturels, savoir : de l'acide borique (boracique), du borax (sous-borate de soude) et du borate de magnésie.

65. Il est solide, pulvérulent, très-friable, insipide, inodore, d'un brun verdâtre et plus pesant que l'eau. Le *calorique* ne lui fait éprouver aucun changement; la *lumière* et le *fluide électrique* n'exercent sur lui aucune action marquée.

Propriété essentielle. Lorsqu'on le met en contact avec le *gaz oxigène* et qu'on le chauffe jusqu'un peu au-dessous de la chaleur rouge, il se combine avec ce gaz, et forme de l'acide borique qui entre en fusion; il se dégage dans cette opération une partie du calorique et de la lumière qui tenaient l'oxigène à l'état de gaz; cependant tout le bore ne se transforme pas en acide borique, parce qu'à mesure que celui-ci est produit, il recouvre les couches intérieures de bore qui ne se trouvent plus en contact avec le gaz. Si on dissout dans l'eau l'acide borique formé, il reste une poudre d'une couleur plus foncée que celle du bore, que M. Davy regarde comme de l'oxide de *bore*, et qui serait formée d'un atome de bore et d'un atome d'oxigène.

A la température ordinaire, le bore n'éprouve aucune altération de la part du gaz *oxigène* ni du gaz *hydrogène*. Il est sans usages. M. Davy observa en 1807 que l'acide borique pouvait être décomposé, au moyen de la pile, en oxigène et en une matière brune. MM. Gay-Lussac et Thenard, en 1809, décomposèrent le même acide au moyen du potassium, décrivirent les propriétés du bore, et prouvèrent qu'on pouvait le transformer en acide borique au moyen du gaz oxigène.

Poids d'un atome de bore. Si l'on admet avec M. Thomson que l'acide borique est composé de 100 parties de bore et de 228,57 d'oxigène en poids, ou, ce qui revient au même, de 0,875 de bore et de 2 d'oxigène; si l'on suppose avec le même auteur que cet acide résulte de l'union de deux atomes d'oxigène avec un atome de bore, le poids de celui-ci sera 0,875.

Extraction. On introduit dans un tube de cuivre parties égales de potassium coupé en fragmens, et d'acide borique vitrifié et pulvérisé (composé d'oxigène et de bore); on dispose le mélange de manière à ce qu'il y ait successivement une couche de métal et une autre d'acide; on ferme le tube avec un bouchon de liége, auquel on a pratiqué une légère fissure pour donner issue à l'air, et on le fait rougir; le potassium décompose une partie de l'acide, s'empare de son oxigène, et met le *bore* à nu; la portion d'acide non décomposée forme avec la potasse produite du sous-borate de potasse. Lorsque le tube est refroidi, on fait bouillir le mélange à plusieurs reprises avec de l'eau, afin de dissoudre tout le sous-borate de potasse: alors on fait sécher le bore, et on le conserve à l'abri du contact de l'air.

M. Doebereiner paraît avoir obtenu du bore dans ces derniers temps, en chauffant pendant deux heures jusqu'au rouge blanc, un canon de fusil contenant du sous-borate de soude fondu et pulvérisé (borax), mêlé avec un dixième de son poids de noir de fumée: dans ce cas, la soude est décomposée par le charbon contenu dans le noir de fumée, et il se dégage du gaz oxide de carbone; le sodium résultant de cette décomposition agit sur l'acide borique comme le potassium. Il suffit ensuite de laver plusieurs fois le résidu avec de l'eau bouillante et une seule fois avec l'acide hydro-chlorique liquide pour en extraire le bore, qui néanmoins est toujours mêlé avec un peu de charbon.

Du Carbone.

Le carbone est très-répandu dans la nature : tantôt on le trouve pur, comme dans le diamant; tantôt il est uni à d'autres principes, comme dans toutes les substances végétales et animales, dans le charbon ordinaire, dans la plombagine, l'anthracite, etc. : cette dernière est quelquefois formée de carbone presque pur; enfin, il existe souvent dans l'atmosphère combiné avec l'oxigène ou avec l'hydrogène, à l'état de gaz acide carbonique ou de gaz hydrogène carboné.

66. Le diamant ou le carbone pur se trouve dans les Indes orientales, principalement dans le royaume de Golconde et de Visapur; on en a aussi découvert dans la Serra do Frio, district du Brésil. Il se présente ordinairement sous la forme de cristaux très-brillans, limpides, transparens, incolores, qui sont des octaèdres ou des dodécaèdres, ou des sphéroïdes à 48 faces triangulaires, curvilignes. Quelquefois ces cristaux sont roses, orangés, jaunes, verts, bleus, ou noirs; leur pesanteur spécifique varie depuis 3,5 jusqu'à 3,55; leur dureté est telle qu'ils ne sont rayés que par leur propre poudre.

Soumis à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, le diamant n'éprouve aucune altération. Il réfracte fortement la lumière : la puissance réfractive de l'air étant 1,0000, celle du diamant est 3,1961. Il *s'électrise* vitreusement lorsqu'on le frotte, et il n'est point conducteur du fluide électrique.

Propriété essentielle. Le gaz *oxigène* n'exerce aucune action sur le diamant à froid; mais si on élève la température, il se combine avec lui, et forme de l'acide carbonique. En 1797, Guyton de Morveau exposa au foyer d'une très-forte lentille un diamant placé sous une cloche rem-

plie de gaz oxigène pur; il fit tomber les rayons solaires, et il remarqua que la surface du diamant ne tarda pas à noircir : on voyait çà et là des points brillans en état d'ébullition. Il intercepta la lumière au moyen d'un corps opaque; alors le diamant parut rouge et transparent; son poids était évidemment diminué; deux jours après, l'expérience fut continuée, et le diamant disparut en entier en moins de 20 minutes. Le gaz contenu dans la cloche fut analysé, et l'on vit qu'il était composé de gaz acide carbonique, dont les élémens sont l'oxigène et le carbone; en outre, son volume était le même que celui du gaz oxigène employé. On peut encore varier cette expérience en faisant passer à plusieurs reprises du gaz oxigène pur à travers le *diamant* placé dans un tube de porcelaine que l'on fait rougir dans un fourneau à réverbère; il suffit pour cela d'adapter à l'une des extrémités du tube une vessie pleine de gaz oxigène, et à l'autre extrémité une vessie vide.

On n'a pas encore déterminé si le gaz *hydrogène* peut dissoudre le carbone pur ou le diamant; on sait cependant qu'il existe plusieurs variétés d'un gaz formé d'hydrogène et de carbone dont nous ferons l'histoire, et que l'on obtient sans le secours du diamant. On ne connaît pas l'action du *bore* sur le carbone pur.

Poids de l'atome de carbone. Le gaz oxide de carbone est un corps binaire, composé de 100 parties d'oxigène et d'environ 75 parties de carbone en poids, ou, ce qui revient au même, de 1 d'oxigène et de 0,75 de carbone; mais il est formé d'un atome d'oxigène et d'un atome de carbone; donc, en représentant le poids de l'atome d'oxigène par 1, celui de l'atome de carbone le sera par 0,75.

Le diamant est un objet de luxe; on peut s'en servir pour rayer les autres corps, et surtout pour couper le verre.

Du Charbon.

67. Le charbon ordinaire renferme du carbone, de l'hydrogène, un peu d'oxigène et une plus ou moins grande quantité de substances salines qui constituent les cendres. Le charbon est toujours solide, noir, inodore, insipide, fragile et plus ou moins poreux; les molécules dont il est formé sont assez dures pour servir à polir les métaux; sa pesanteur spécifique est un peu plus considérable que celle de l'eau : cependant il surnage assez ordinairement ce liquide, à raison de l'air contenu dans ses pores; mais si on le laisse pendant quelque temps en contact avec l'eau, la majeure partie de l'air se dégage, et alors le charbon se précipite : cette expérience se fait très-bien avec une cloche remplie d'eau et renversée sur la cuve pneumato-chimique.

Le charbon est très-mauvais conducteur du *calorique*. Guyton de Morveau a démontré que le calorique traverse le charbon plus lentement que le sable dans le rapport de trois à deux. Lorsqu'on le chauffe fortement dans des vaisseaux fermés, il donne une certaine quantité d'un gaz qui paraît être composé d'hydrogène, d'oxigène et de carbone. M. Berthollet a prouvé qu'il se dégage aussi de l'azote; du reste il n'y a ni fusion ni volatilisation du charbon. Il résulte des expériences faites par M. Davy, en 1815, que le charbon le mieux calciné contient encore une petite quantité d'hydrogène, qui ne s'élève pas quelquefois à $\frac{1}{50000}$ du poids du charbon. Il agit sur la *lumière* comme tous les corps opaques noirs. Il conduit très-bien le *fluide électrique*, et il pourrait être employé pour envelopper le pied des paratonnerres, et pour faciliter la transmission du fluide qu'ils ont attiré des nuages. Exposé pendant long-temps à l'action de ce fluide, il devient plus dur; mais il ne se

transforme pas en diamant, comme l'avait annoncé il y a quelque temps un chimiste allemand. Mêlé à de l'eau et à de l'acide nitrique (eau forte), le charbon a la faculté de dégager une certaine quantité de fluide électrique : aussi peut-on construire une pile avec ces trois substances. Gautherot en a formé une avec du charbon et de la pyrite de fer (composé de soufre et de fer).

Si après avoir fait rougir du charbon de buis, on l'éteint dans du mercure et qu'on l'introduise dans une cloche contenant du gaz *oxigène* et disposée sur la cuve hydrargiro-pneumatique (cuve à mercure), on remarque qu'il y a dégagement de calorique, absorption d'oxigène et formation de gaz acide carbonique, quelque basse que soit la température : une mesure de charbon de buis absorbe, suivant M. Théodore de Saussure, 9,25 mesures de gaz oxigène. On observe le même phénomène si, au lieu de faire rougir le charbon, on le prive de tout l'air qu'il renferme par la machine pneumatique. Plusieurs des gaz dont nous parlerons par la suite sont également susceptibles d'être absorbés par le charbon ; en général, l'absorption est d'autant plus grande *que la température est plus basse, la pression plus forte, le charbon moins pulvérisé, plus sec et plus dense, à moins cependant que la densité ne soit telle que les gaz ne puissent plus pénétrer dans leurs pores.*

Propriété essentielle. Lorsqu'on introduit du charbon qui présente un ou deux points en ignition dans une éprouvette remplie de *gaz oxigène*, ces deux corps se combinent; il y a dégagement de calorique et de beaucoup de lumière, et il se forme du gaz *acide carbonique* et une petite quantité d'eau qui provient de l'union de l'oxigène avec l'hydrogène du charbon. De l'eau de chaux versée dans cette éprouvette se trouble et dépose des flocons blancs, composés d'acide carbonique et de chaux. Ce qu'il y a de remarquable dans cette expérience, c'est que l'acide car-

bonique obtenu occupe précisément un volume égal à celui de l'oxigène qui entre dans sa composition. M. Gay-Lussac a tiré parti de ce fait pour connaître la densité de la vapeur du carbone qu'il est impossible de déterminer directement. Il a supposé que le gaz acide carbonique résultait d'un volume de gaz oxigène et d'un volume de vapeur de carbone (1) condensés en un seul : dès-lors la densité de la vapeur du carbone doit être égale à celle du gaz acide carbonique, moins celle du gaz oxigène, ou à 1,5196 — 1,10359, c'est-à-dire 0,4160.

Si on mettait en contact avec le gaz oxigène un excès de charbon et que la température fût très-élevée, on obtiendrait un mélange de gaz acide carbonique et de gaz oxide de carbone, produits dont nous ferons l'histoire en parlant des corps oxidés.

68. Le *gaz hydrogène* est absorbé par le charbon. Une mesure de charbon de buis peut, d'après M. de Saussure, absorber 1,75 mesures de ce gaz qui, du reste, n'éprouve d'autre altération qu'une condensation plus ou moins marquée. Lorsqu'on fait passer du gaz hydrogène à travers du charbon rouge contenu dans un tube de porcelaine, une portion de charbon est dissoute par le gaz, et il en résulte du gaz hydrogène plus ou moins carboné. L'action du *bore* sur le charbon n'est point connue. Ce corps a été particulièrement l'objet des recherches de Lavoisier.

Usages. Il fait partie de la poudre à canon, de l'encre d'imprimerie, de l'acier; on s'en sert beaucoup dans les mines pour enlever l'oxigène aux oxides métalliques; on polit avec lui plusieurs métaux; les peintres se servent du charbon de fusain pour esquisser leurs dessins. Le charbon ordinaire est employé avec succès pour priver les substances végétales et animales qui commencent à se

(1) Nous avons déjà dit, § 2, que les corps se combinent en volume dans des rapports simples.

putréfier, de leur odeur et de leur saveur désagréables; on peut rendre potable l'eau de mare chargée de débris d'animaux au moyen des fontaines épuratoires de MM. Smith et Ducommun, qui ne sont autre chose que des filtres de charbon; les tonneaux charbonnés à l'intérieur conservent l'eau pour les marins; la viande faisandée perd son mauvais goût lorsqu'on la fait bouillir dans de l'eau avec une certaine quantité de charbon. Un très-grand nombre de liquides peuvent être décolorés par cette substance, phénomène dont on doit la découverte à M. Lowitz. Plusieurs médecins emploient le charbon comme anti-putride. M. Récamier, qui l'a quelquefois administré avec succès dans des fièvres bilieuses rémittentes, a observé qu'il avait la propriété de détruire la mauvaise odeur des matières excrémentitielles. Réduit en poudre et mêlé avec du sucre, il est très-bon dentifrice; uni à un mucilage et à un aromate, il est propre à former des pastilles qui corrigent la mauvaise haleine; on le conseille pour absorber la matière des flatuosités et de la tympanite; on peut l'employer pour mondifier les ulcères de mauvais caractère; quoique le quinquina jouisse de cette propriété à un degré supérieur. Il a été utile dans la teigne : on l'applique sur la tête du malade préalablement débarrassée des croûtes, et nettoyée au moyen de l'eau de savon. En général, le charbon doit être lavé et tamisé avant son administration : la dose est de 20, 30, 40 grains, un gros, etc.; on le fait prendre aux malades sous le nom de *magnésie noire*.

Extraction. Il est extrêmement difficile d'obtenir le carbone pur; les diverses variétés de charbon du commerce contiennent du gaz hydrogène, des sels, etc. Il paraît cependant que l'on peut parvenir à séparer, par l'action de la chaleur, presque tout l'hydrogène qui se trouve dans le *noir* de fumée, corps composé de ce principe et de carbone. Nous indiquerons, en parlant des végétaux, les moyens de se procurer les différentes variétés de charbon.

Du Phosphore (1).

Le phosphore n'a jamais été trouvé pur dans la nature; il entre dans la composition de plusieurs produits minéraux et animaux; combiné avec l'oxigène, le carbone, l'azote et l'hydrogène, il constitue la laitance de carpe et une partie de la matière cérébrale et des nerfs; uni à l'oxigène et à la chaux, il fait la base de la portion dure du squelette des animaux et de toutes les parties ossifiées. Le phosphate de chaux, que l'on rencontre si abondamment en Estramadure, province méridionale de l'Espagne, et plusieurs autres phosphates métalliques que l'on trouve dans la nature, contiennent également du phosphore.

69. *Propriétés.* Le phosphore pur est un corps solide, transparent ou demi-transparent, incolore, légèrement brillant, flexible, et assez mou pour céder au couteau; on le raie facilement avec l'ongle; il a une odeur d'ail très-sensible; il paraît insipide; sa pesanteur spécifique est de 1,770. Il ne renferme pas de carbone s'il a été bien purifié.

Si on met du phosphore au fond d'une fiole contenant de l'eau, et qu'on élève la *température* jusqu'au 43e degré du thermomètre centigrade, il entre en fusion et il est transparent comme une huile blanche; si on le laisse refroidir très-lentement, il conserve sa transparence, et se solidifie : quelque brusque que soit le refroidissement, il ne devient jamais noir s'il est pur; si on rompt la pellicule qui se forme à sa surface au moment où il va se figer, et que l'on fasse écouler les parties encore liquides, les autres

---

(1) Phosphore, mot grec dérivé de φῶς, *lumière*, et de φορος, *qui porte*, c'est-à-dire porte lumière.

cristallisent en aiguilles ou en octaèdres. Si lorsqu'il est fondu dans l'eau chaude, on agite pendant quelque temps la fiole qui le contient, il se convertit en une poudre plus ou moins fine que l'on a employée en médecine. Soumis à une température plus élevée, le phosphore se volatilise et peut être distillé. Cette expérience se fait dans une cornue privée d'air à laquelle on adapte un récipient contenant de l'eau ; on dispose la cornue de manière à ce que son bec plonge dans le liquide du récipient : par ce moyen le phosphore volatilisé peut se condenser sans avoir le contact de l'air, qui l'enflammerait.

La lumière solaire change en rouge la couleur blanche du phosphore pur, renfermé dans de l'eau privée d'air, dans de l'huile d'olive, de l'esprit-de-vin, ou de l'éther, etc., sans que le phosphore passe à l'état d'acide. Le même phénomène a lieu lorsque le phosphore est placé sous une cloche vide, ou dans le vide d'un baromètre : dans ce dernier cas, il se dépose en paillettes brillantes contre les parois de l'instrument. Parmi les divers rayons qui composent le spectre prismatique de la lumière solaire, le violet est celui qui produit le plus promptement ce phénomène : aussi le phosphore rougit-il plus vite dans des verres violets que dans des verres rouges. M. Vogel a prouvé que, dans ces différentes circonstances, le phosphore passe à l'état d'oxide rouge. Mais comment concevoir l'oxidation du phosphore dans le vide? La flamme bleue du soufre brûlant et la flamme blanche du feu blanc des Indiens ne produisent rien de semblable sur lui. Le *fluide électrique* agit sur le phosphore qui a le contact de l'air comme le calorique.

70. Le *gaz oxigène* n'exerce aucune action sur lui à une température qui ne dépasse pas 27° et sous la pression ordinaire de l'atmosphère : mais si on diminue la pression, lors même que le thermomètre marque 20°, 15°, 10° ou 6°,

le phosphore se combine avec le gaz, brûle et devient lumineux dans l'obscurité. Ce phénomène est d'autant plus sensible, que la diminution de la pression est plus considérable : aussi réussit-il à merveille lorsqu'on introduit dans le vide barométrique du phosphore avec quelques bulles de gaz oxigène; cependant il cesse de se produire si la température est à 5°+0° ou au-dessous. Si au lieu de diminuer la pression on l'augmente, l'oxigène ne se combine avec le phosphore qu'à une température au-dessus de 27°. Enfin la combustion du phosphore dans ce gaz peut encore avoir lieu au-dessous de 27°, lorsqu'on mêle ce gaz avec une plus ou moins grande quantité d'azote, d'hydrogène ou d'acide carbonique qui agissent de la même manière que la diminution de pression. Nous devons la plupart de ces détails à M. Bellani de Monza.

Propriété essentielle. Si on fait fondre du phosphore dans une petite coupelle, et qu'on l'introduise dans une éprouvette à pied remplie de gaz *oxigène*, il se dégage beaucoup de calorique et de lumière : l'oxigène est absorbé et solidifié par le phosphore, et il en résulte un nuage dense, d'une couleur blanche, qui n'est autre chose que de l'acide phosphorique susceptible de rougir la teinture de tournesol. Une portion du phosphore employé passe à l'état d'oxide rouge et tapisse l'intérieur de la coupelle. Cet acide et cet oxide sont les seuls produits qui résultent de l'action directe du phosphore sur le gaz oxigène : on connaît cependant plusieurs autres composés de phosphore et d'oxigène que l'on obtient par des moyens indirects : tels sont les acides hypo-phosphoreux, phosphoreux phosphatique et phosphorique oxigéné.

Le phosphore, mis en contact avec le *gaz hydrogène*, passe rapidement au rouge, et les parois des flacons qui le contiennent se tapissent de cristaux rouges étoilés; une portion de phosphore est dissoute par le gaz, qui se trans-

forme en gaz hydrogène phosphoré; les cristaux rouges sont de l'oxide de phosphore formé aux dépens de l'oxigène de l'eau contenue dans le gaz (Vogel).

L'action du *bore* sur le phosphore n'est pas connue; il en est de même de celle du *carbone* pur; cependant plusieurs chimistes avaient admis un *phosphure de carbone* d'une couleur rouge. M. Boudet, après avoir fait un très-grand nombre d'expériences, pense que toutes les substances qui ont été regardées jusqu'à ce jour comme des phosphures de carbone, ne sont peut-être que de l'oxide rouge de phosphore : il croit néanmoins que la combinaison de ces deux corps n'est pas impossible.

Le phosphore a été découvert par Brandt, en 1669.

Poids d'un atome de phosphore. Si l'on admet avec M. Thomson que l'acide hypo-phosphoreux est un corps binaire composé de 100 parties de phosphore et de 66,66 (1) d'oxigène, ou, ce qui revient au même, de 1,5 de phosphore et de 1 d'oxigène; si l'on suppose avec le même auteur que cet acide résulte de l'union d'un atome d'oxigène avec un atome de phosphore, le poids de l'atome de ce dernier sera 1,5.

Usages. Le phosphore est employé pour faire l'analyse de l'air, et pour la construction des briquets phosphoriques. Parmi les moyens proposés pour faire ces briquets, le plus simple consiste à remplir d'eau à 70° ou à 80° un petit flacon de cristal, et à y introduire de petits fragmens de phosphore : ceux-ci fondent, occupent la partie inférieure du flacon, et chassent l'eau. Lorsque la majeure partie de

---

(1) Ce résultat est loin de s'accorder avec celui qui a été obtenu par M. Dulong, qui regarde l'acide hypo-phosphoreux comme un composé de 100 parties de phosphore et de 37,44 d'oxigène.

celle-ci est expulsée; le petit appareil se trouve presque rempli de phosphore fondu : alors on le laisse refroidir en tenant le flacon dans l'eau, et on le bouche lorsqu'il est froid. Chaque fois que l'on veut se servir de cet instrument, on introduit dans le flacon l'extrémité d'une allumette soufrée afin de détacher quelques molécules de phosphore; on frotte cette extrémité sur un bouchon de liége : par ce moyen la température se trouve élevée et le phosphore s'enflamme.

Action du phosphore sur l'économie animale. Le phosphore, à petite dose, doit être regardé comme un excitant volatil puissant, dont l'action est très-prompte, très-intense, mais peu durable; il augmente l'activité de tous les systèmes de l'économie animale, et principalement du système nerveux. Les expériences d'Alphonse-Leroy, de Pelletier et de Bouttatz prouvent qu'il irrite les organes de la génération, et qu'il éveille singulièrement l'appétit vénérien. Administré convenablement, il peut être utile dans les maladies asthéniques aiguës ou chroniques, où il ne faut exciter que momentanément, mais d'une manière très-intense : ainsi son emploi a été suivi de succès dans les fièvres ataxiques et adynamiques avec prostration extrême des forces vitales, dans les différentes complications de ces mêmes fièvres, dans les fièvres intermittentes opiniâtres, les affections rhumatismales et goutteuses, la suppression des règles, la chlorose et les infiltrations avec atonie de la fibre; mais particulièrement dans les maladies nerveuses, telles que l'apoplexie, la syncope, la paralysie, les convulsions épileptiques, la manie, la céphalalgie opiniâtre, la goutte sereine et la cardialgie. La dose de ce médicament ne doit pas être portée au-delà d'un grain dans les vingt-quatre heures, et l'on doit rejeter les préparations où il n'est que suspendu, telles que les pilules, les loochs, les électuaires, les émulsions, les conserves, etc. La manière

la plus convenable de l'administrer est de le faire dissoudre dans de l'éther sulfurique, en y ajoutant un peu d'huile distillée aromatique. On doit suspendre son usage s'il fait éprouver une ardeur à l'estomac, ou s'il occasionne des vomissemens. Pris à forte dose, le phosphore détermine tous les symptômes d'une vive inflammation, qui ne tardent pas à être suivis de la mort.

Extraction. On prend du phosphate acide de chaux en consistance sirupeuse (composé de chaux et d'acide phosphorique : celui-ci est formé d'oxigène et de phosphore); on le mêle intimement avec le quart de son poids de charbon pulvérisé; on chauffe le mélange dans une bassine de fonte jusqu'à ce qu'il soit sec; alors on l'introduit dans une cornue de grès lutée, placée sur un fourneau à réverbère, et dont le col se rend dans une allonge en cuivre qui plonge par l'une de ses extrémités au fond d'un grand bocal muni d'un bouchon percé de deux trous, et contenant une assez grande quantité d'eau; ces deux trous donnent passage, le premier à l'allonge, et l'autre à un tube droit, long de deux ou trois pieds, par lequel se dégagent les gaz, et qui, par conséquent, ne doit pas plonger dans le liquide; on lute toutes les jointures, et on tasse parfaitement ce lut; lorsqu'il est sec, on chauffe graduellement la cornue de manière à ce qu'elle soit rouge au bout de deux heures : à cette époque, il commence à se dégager du gaz oxide de carbone et du gaz hydrogène carboné (1); alors on remplit le fourneau de charbons incandescens pour ne pas s'exposer à fêler la cornue; environ deux heures après, on commence à obtenir du phosphore

(1) Ces gaz proviennent d'une partie de l'eau contenue dans le phosphate acide de chaux, qui est décomposée par le charbon; il se forme aussi du gaz hydrogène carboné aux dépens de l'hydrogène qui entre dans la composition du charbon.

qui vient se condenser dans l'eau, du gaz hydrogène phosphoré, et du gaz oxide de carbone qui se dégagent. Ces phénomènes dépendent de ce que l'acide phosphorique cède son oxigène au charbon à une température élevée, et de ce que le mélange dont on se sert contient de l'eau qui continue à se décomposer. Le dégagement de gaz a lieu pendant toute la durée de l'opération, qui n'est terminée qu'au bout de vingt-quatre à trente heures; il est même le guide le plus certain de la réussite; s'il venait à se ralentir, on élèverait la température au moyen d'un long tuyau de poêle dont on surmonterait la cheminée du fourneau. A la fin de l'opération, on trouve le phosphore en partie dans l'eau, en partie dans l'allonge et dans le col de la cornue; ce dernier est moins pur, moins fusible, opaque et rougeâtre. On prend ces diverses quantités de phosphore refroidi; on les met dans une peau de chamois, on en fait un nouet bien solide, et on les comprime au moyen de pinces en le tenant dans l'eau presque bouillante; le phosphore fond et passe à travers la peau; alors il est transparent et peut être réduit en cylindres: pour cela on plonge verticalement une des extrémités d'un tube cylindrique de verre dans la masse du phosphore recouverte d'eau; on aspire avec la bouche par l'autre extrémité du tube; le phosphore fondu monte dans le tube, et lorsqu'il s'est élevé jusqu'à la moitié ou aux trois quarts de sa hauteur, on ferme avec le doigt index l'extrémité inférieure tenue toujours dans l'eau, et on le porte dans l'eau froide, où il se refroidit : à cette époque, il ne reste plus qu'à retirer le cylindre de phosphore solidifié du tube de verre. Il faut, dans ces diverses opérations, éviter avec le plus grand soin que le phosphore fondu soit en contact avec l'air, sans quoi il s'enflamme, et l'opérateur court les plus grands dangers. Il arrive souvent que le phosphore obtenu par ce moyen n'est pas pur; dans ce cas, il faut le

distiller en le mettant dans une cornue qui contient de l'eau, et en le condensant dans un récipient presque plein de ce même liquide.

Du Soufre.

Le soufre a été rangé parmi les substances simples. Les expériences ingénieuses de H. Davy et de Berthollet fils tendent à prouver qu'il renferme de l'hydrogène, de l'oxigène et une base particulière qu'il a été impossible de séparer jusqu'à présent; cependant comme ces données ne sont pas encore généralement admises, nous continuerons à regarder ce corps comme élémentaire.

71. Le soufre est une substance très-répandue dans la nature; on le trouve à l'état natif, principalement aux environ des volcans; tantôt il est cristallisé en octaèdres, tantôt il est en masse ou en poussière fine; on le rencontre combiné avec des métaux, comme dans les pyrites de fer, de cuivre, etc.; il fait partie des sulfates de chaux (plâtre), de magnésie (sel d'Epsom) et de tous les autres sulfates, sels excessivement communs; enfin il entre dans la composition de la matière cérébrale et de quelques eaux minérales.

Le soufre est solide, d'une couleur jaune citron, inodore, insipide, transparent ou opaque, suivant qu'il est cristallisé ou non; il est dur et tellement fragile que le plus léger choc suffit pour le briser; sa cassure est luisante; sa pesanteur spécifique est de 1,99. Lorsqu'on le soumet à l'action d'une douce *chaleur*, ou qu'on le presse entre les mains, il craque et souvent se rompt. Il fond à la température de 104° therm. centigr., et devient rougeâtre. Si cette opération se fait dans un alambic de verre placé sur un bain de sable, le soufre ne tarde pas à se sublimer, et vient se condenser dans le chapiteau sous la forme de petits cristaux soyeux, d'un beau jaune, qui portent le nom de

fleurs de soufre non lavées : on doit les agiter avec de l'eau pour séparer l'acide sulfureux soluble qu'elles renferment, et qui provient de la combinaison d'une portion de soufre avec l'oxigène de l'air contenu dans l'alambic. Si le soufre a été fondu dans un creuset, et qu'on l'ait laissé refroidir lentement, on observe qu'il se forme une pellicule à la surface; en perçant d'un trou cette croûte solidifiée, on peut vider les portions intérieures qui sont encore fluides; alors toutes les parties adhérentes au creuset se trouvent cristallisées en aiguilles jaunâtres. Si, lorsque le soufre est fondu dans le creuset, on continue à le chauffer sans le contact de l'air, et qu'on le décante dans l'eau froide pour le figer, il acquiert une couleur rouge hyacinthe, devient tenace comme la cire, et peut être employé pour prendre des empreintes de pierres gravées : en effet, il se durcit beaucoup par le refroidissement.

La *lumière* qui traverse les cristaux de soufre éprouve une double réfraction. Le soufre est mauvais conducteur de l'électricité; lorsqu'on le frotte, il devient *électro-résineux* et acquiert de l'odeur; il est probable que c'est au développement de ce fluide dans les molécules du soufre qu'il faut attribuer la difficulté que l'on éprouve à les détacher du mortier qui a servi à les triturer et auquel elles adhèrent : l'eau qui, dans ce cas, favorise leur détachement agirait en s'emparant du fluide électrique.

72. Le *gaz oxigène* n'exerce sur le soufre aucune action marquée à la température ordinaire.

Propriété essentielle. Si l'on introduit un morceau de soufre qui présente un ou deux points en ignition, dans une éprouvette à pied remplie de ce gaz, il l'absorbe avec dégagement de calorique et d'une lumière blanche-bleuâtre, et passe à l'état de gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante, qui est la même que celle du soufre qui brûle à l'air.

On peut encore obtenir, par des moyens indirects, trois autres composés d'oxigène et de soufre, l'acide hypo-sulfureux, l'acide sulfurique et l'acide sulfurique oxigéné.

Le *gaz hydrogène* peut dissoudre le soufre à l'aide du calorique et donner naissance à du gaz acide hydro-sulfurique (gaz hydrogène sulfuré). Ce fait peut être démontré en remplissant une cloche de gaz hydrogène, et en y introduisant du soufre que l'on place au foyer d'un miroir ardent sur lequel tombent les rayons lumineux, ou bien encore en faisant passer du gaz hydrogène à travers du soufre placé dans un tube de porcelaine rouge : aucun de ces moyens n'est cependant usité pour préparer le gaz acide hydro-sulfurique dont nous ferons l'histoire plus tard. Lorsqu'on fait chauffer ensemble, dans des vaisseaux fermés, un mélange de *bore* et de soufre, celui-ci entre en fusion, se combine avec le bore, et il en résulte du horure de soufre couleur d'olive.

73. L'action du *carbone pur* sur le soufre n'est pas connue. Il n'en est pas de même de celle qu'exerce le *charbon* calciné. Ces deux corps peuvent se combiner et donner naissance à deux composés que l'on pourrait appeler *proto-carbure* et *per-carbure de soufre*.

Expérience. On prend un tube de porcelaine dans lequel on introduit des fragmens de charbon fortement calciné; on le dispose dans un fourneau à réverbère *F* (*voy.* pl. 11, fig. 65), de manière à ce qu'il soit un peu incliné, et qu'on puisse l'entourer de charbon. A l'extrémité *A* de ce tube, munie d'un bouchon percé, on adapte une cornue de verre *C* contenant du soufre; à l'autre extrémité se trouve une allonge *L*, qui se rend dans un récipient tubulé *R*, contenant de l'eau et entouré de glace; de la tubulure de ce récipient part un tube recourbé *S* qui va plonger jusqu'au fond d'un petit flacon bitubulé *M*, qui renferme de l'eau jusqu'à la moitié de sa hauteur et

qui est également entouré de glace; l'autre tubulure de ce flacon donne issue à un tube recourbé *X*, destiné à porter les gaz sous des cloches pleines d'eau ou de mercure et renversées sur une cuve. On chauffe le tube de porcelaine jusqu'à ce qu'il soit rouge, puis on met du feu sous la cornue *C*; le soufre se volatilise, traverse le tuyau de porcelaine, se combine en partie avec le charbon, et donne un liquide qui se condense au fond de l'eau du récipient *R*, et de celle qui se trouve dans le flacon *M*: ce liquide est du *proto-carbure de soufre*; l'allonge se trouve contenir une matière brunâtre solide, qui n'est que du soufre légèrement carburé. Enfin, on obtient dans la cloche destinée à recueillir les gaz, du gaz hydrogène oxi-carboné, du gaz acide hydro-sulfurique, et une portion de carbure de soufre en vapeur. On concevra facilement la formation de ces gaz en se rappelant que le charbon le mieux calciné contient de l'hydrogène, qu'il en est de même du soufre, d'après les expériences de Davy et de Berthollet fils : quant à l'oxigène, M. Thenard pense qu'il provient de l'eau fournie par les bouchons des vases. L'opération étant terminée, on démonte l'appareil, et on verse dans un entonnoir, dont on bouche le bec avec le doigt, le liquide contenu dans le récipient *R* et dans le flacon *M*; bientôt on aperçoit deux couches, l'une inférieure, plus pesante, formée par le *proto-carbure de soufre*, l'autre par l'eau; on lève le doigt afin de laisser écouler dans un vase la majeure partie du *proto-carbure de soufre*, qui doit nécessairement sortir le premier.

Proto-carbure de soufre. Il est liquide, transparent, jaunâtre; il laisse déposer du soufre lorsqu'on le distille, et se trouve transformé en *per-carbure*.

Per-carbure de soufre (*liquide de Lampadius*). Il est transparent, incolore, doué d'une odeur fétide et d'une saveur âcre; sa pesanteur spécifique est de 1,263;

il bout à 45° du thermomètre centigrade, et il n'est point décomposé par le calorique, quelle que soit la température à laquelle il a été soumis; il n'a point la faculté de faire passer au rouge le phosphore pur avec lequel on le met en contact, ce qu'il faut attribuer à la présence du soufre qui entre dans sa composition (Vogel); il est très-avide d'oxigène; car lorsqu'on le réduit en vapeur et qu'on le mêle avec ce gaz, il s'en empare aussitôt qu'on fait passer un courant de fluide électrique, s'enflamme vivement, détonne et se transforme en gaz acide carbonique et en gaz acide sulfureux. M. Vauquelin, qui a analysé ce *per-carbure*, l'a trouvé formé de 14 à 15 parties de carbone et de 86 à 87 de soufre. Suivant M. Berzelius, ses parties constituantes sont 84,83 de soufre et 15,17 de carbone. Si on détermine sa composition par le calcul en le supposant formé de 2 atomes de soufre et de 1 atome de carbone, on trouvera 84,21 de soufre et 15,79 de carbone, résultat qui se rapproche singulièrement de celui de M. Berzelius (1). Il a été découvert en 1796 par Lampadius, et décrit depuis sous le nom de *liquide de Lampadius*. Il existe encore d'autres composés de soufre et de carbone qui sont solides, et dans lesquels ce dernier principe n'entre que pour une très-petite partie.

74. Le *phosphore* peut se combiner avec le soufre en diverses proportions, et former des produits qui sont plus fusibles que le phosphore. Pour obtenir ces *phosphures* on commence par faire fondre un peu de phosphore

---

(1) En effet l'atome de soufre pèse 2 comme nous le dirons plus bas; le poids d'un atome de carbone est de 0,75 (voy. *Carbone*, pag. 104): d'où il suit que ce carbure doit contenir 4 de soufre (ou 2 atomes) et 0,75 de carbone (ou 1 atome); ou, ce qui revient au même, 100 de soufre et 18,75 de carbone, ou 84,21 de soufre et 15,79 de carbone.

dans un tube, puis on y introduit un peu de soufre; lorsque la combinaison est opérée, ce que l'on reconnaît au bruit qui l'accompagne, on y ajoute un nouveau fragment de soufre. Si l'on agissait sur quelques grammes de phosphore et de soufre aussi desséché que possible, il y aurait une vive détonnation avec dégagement de chaleur et de gaz acide hydro-sulfurique, et le phosphure formé rougirait la teinture de tournesol. Ce phénomène dépend de ce que le phosphore retient toujours de l'eau qui se décompose; son hydrogène se porte sur une partie du soufre pour former du gaz acide hydro-sulfurique, tandis que l'oxigène s'empare d'une portion de phosphore et forme de l'acide phosphorique. M. Vogel a remarqué que le phosphure de soufre, exposé au soleil sous l'eau, ne devient rouge qu'à l'époque où la plus grande partie du soufre s'est combinée avec l'hydrogène de l'eau qui se décompose.

Poids d'un atome de soufre. Si l'on admet, avec M. Thomson, que l'acide sulfureux est un corps binaire composé de 100 parties de soufre et de 100 parties d'oxigène, et si l'on suppose, avec le même chimiste, que cet acide est formé d'un atome de soufre et de deux atomes d'oxigène, il est évident, puisque l'atome d'oxigène est représenté par 1, que l'atome de soufre doit peser 2.

Usages. Le soufre fait partie constituante de la poudre à canon; on l'emploie pour soufrer les allumettes et pour préparer les acides sulfureux et sulfurique, dont on fait une grande consommation dans les arts. Le soufre paraît être un excitant des fonctions du système exhalant : aussi l'emploie-t-on avec succès dans le traitement de la gale, des dartres, de la teigne : on l'applique sous la forme d'onguent préparé avec de la graisse de porc ou avec du cérat; quelquefois aussi, pour guérir la gale, on se sert d'un liniment fait avec parties égales de soufre et de chaux vive

parfaitement triturés et incorporés dans de l'huile d'olives ou d'amandes douces. Administré à l'intérieur, le soufre est regardé comme purgatif à la dose d'un à trois gros ; mais à petite dose on doit le considérer comme excitant, spécialement dans les affections chroniques du poumon et des viscères abdominaux. On le donne avec des extraits, ou bien sous la forme de bols, de pastilles, d'électuaire, ou en suspension dans du lait : la dose est de 12, 20, 40, 72 grains par jour : on l'emploie aussi sous la forme de *baumes*, qui ne sont autre chose que des huiles essentielles tenant du soufre en dissolution : ainsi on donne de 20 à 24 gouttes *de baume de soufre térébenthiné, de baume de soufre anisé*; enfin il fait partie des fameuses pilules de Morton, si souvent employées par cet auteur dans la phthisie pituitaire, et qui ne paraissent réussir que dans les catarrhes chroniques.

Extraction. On obtient le soufre, 1°. avec des substances terreuses qui le contiennent ; 2°. avec les sulfures de fer ou de cuivre. *Premier moyen.* On place ces substances dans des pots de terre cuite, recouverts et surmontés d'un tuyau qui va se rendre, en s'inclinant, dans d'autres pots couverts, et dont le fond, percé de trous, est placé au-dessus d'une tinette en bois remplie d'eau ; on chauffe les pots contenant les matières sulfureuses ; le soufre entre en fusion, se volatilise, et vient se condenser dans l'eau de la tinette : il porte alors le nom de *soufre brut*, et renferme encore des matières terreuses ; on le *sublime*, et on l'obtient en canons. *Sublimation.* On le place dans une chaudière en fonte qui communique avec une chambre en maçonnerie, au moyen d'un chapiteau également en maçonnerie ; on chauffe la chaudière ; le soufre fond, se réduit en vapeurs, entre dans la chambre qui est froide, passe à l'état liquide, coule sur le plancher qui est incliné, et sort par un trou pratiqué à la partie la plus déclive où l'on a disposé des

moules de bois cylindriques dans lesquels il se condense: l'air de la chambre, raréfié par la chaleur des vapeurs du soufre, se dégage par une ouverture pratiquée à la voûte et fermée par une soupape qui s'ouvre de dedans en dehors. Si la chambre était très-grande, et que l'opération fût suspendue pendant la nuit, le refroidissement qu'éprouverait la vapeur serait assez marqué pour la faire passer à l'état solide, et on obtiendrait des fleurs de soufre attachées aux parois de la chambre. 2°. *Extraction du soufre* des sulfures de fer et de cuivre. C'est principalement du dernier dont on se sert : il contient toujours du sulfure de fer. On place sur un lit de bois un très-grand nombre de fragmens de sulfure mêlés avec de l'argile, et arrangés de manière à leur donner la forme d'une pyramide tronquée, au milieu de laquelle se trouve un canal vertical par lequel on introduit des tisons embrasés ; le bois s'enflamme, le sulfure s'échauffe, et bientôt la température est assez élevée pour qu'il absorbe et condense rapidement l'oxigène de l'air ; alors le cuivre et le fer passent à l'état d'oxide, une portion de soufre se transforme en gaz acide sulfureux qui se dégage ; une autre portion se volatilise et vient se *condenser* dans des cavités pratiquées sur le plateau du sommet; le minéral qui reste est composé d'oxide de cuivre, d'oxide de fer, et d'un peu de sulfure sur lequel l'oxigène de l'air n'a pas agi. Nous verrons plus tard qu'il est employé à l'extraction du cuivre.

De l'Iode.

L'iode, dérivé de ἰωδὴς, *violaceus*, qui ressemble à la violette, est un corps simple, découvert en 1813 par M. Courtois, et que l'on n'a pas encore trouvé pur dans la nature : il fait partie des eaux-mères de la soude fournie par certains *fucus*, et que l'on appelle *soude de vareck*.

75. L'iode est solide à la température ordinaire : il se présente sous la forme de petites lames d'une couleur grise noirâtre, d'un éclat métallique, d'une faible ténacité, et ayant l'aspect de la plombagine ; son odeur est analogue à celle du chlorure de soufre (liqueur de Thomson); sa pesanteur spécifique est de 4,946 ; il détruit les couleurs végétales, et il colore la peau et le papier en jaune; mais cette couleur ne tarde pas à disparaître.

Propriété essentielle. L'iode, mis en contact avec le *calorique*, fond : la température de 107° thermomètre centigrade suffit pour produire ce phénomène ; il se volatilise à environ 175°, et il répand des vapeurs violettes très-belles (1), que l'on peut apercevoir facilement en mettant une certaine quantité d'iode sur une plaque de fer ou dans un ballon de verre que l'on a fait chauffer. Lorsqu'on recueille ces vapeurs dans une cloche ou dans un récipient, on remarque qu'elles se condensent pour former de nouveau les lames cristallines dont nous venons de parler. La *lumière* n'altère point l'iode. Il est *électro-résineux :* aussi lorsqu'on soumet l'acide hydriodique (composé d'iode et d'hydrogène) à l'action de la pile *électrique*, l'iode se porte, comme l'oxigène, au pole vitré.

Le gaz *oxigène* ne peut pas se combiner directement avec lui ; cependant il existe un produit que nous ferons connaître sous le nom d'*acide iodique*, qui est formé d'oxigène et d'iode. Le gaz *hydrogène* n'exerce aucune action sur l'iode à froid ; mais à une température rouge il peut se combiner avec lui et donner naissance à du gaz acide hydriodique. L'action du *bore* et du *carbone* pur sur l'iode n'est pas connue : le charbon n'en exerce aucune.

76. Le *phosphore* s'unit à l'iode en diverses proportions : tantôt il y a dégagement de chaleur et de lumière, tantôt

(1) La densité de cette vapeur est de 8,695.

il se produit seulement de la chaleur. Lorsqu'on met ensemble, dans un tube de verre, une partie de phosphore et 8 parties d'iode, on obtient un phosphure d'un rouge orangé brun, fusible à environ 100°, et volatil à une température plus élevée : le phosphure d'iode sert à la préparation de l'acide hydriodique.

77. Le *soufre* forme avec l'iode, à l'aide d'une légère chaleur, une combinaison faible, d'un gris noir, fusible, cristallisable, et dont on dégage l'iode en la distillant avec de l'eau.

Poids d'un atome d'iode. D'après M. Gay-Lussac, l'acide iodique est composé de 100 parties d'oxigène et de 781,25 d'iode, ou, ce qui revient au même, de 5 d'oxigène et de 15,625 d'iode. En supposant avec ce chimiste que l'acide dont nous parlons est formé de cinq atomes d'oxigène et d'un atome d'iode, il est évident que le poids de l'atome d'iode est 15,625, puisque celui de l'atome d'oxigène est 1.

L'iode n'a point d'usages. A la dose d'un gros, un gros et demi, il détermine l'ulcération de la membrane muqueuse de l'estomac, et la mort.

Extraction. On prend les eaux-mères de la soude de plusieurs espèces de *fucus*, appelée *soude de vareck*, qui, d'après les expériences de M. Gaultier de Claubry, renferment une certaine quantité d'hydriodate de potasse (composé de potasse et d'acide hydriodique : celui-ci est formé d'iode et d'hydrogène); on les concentre et on les introduit dans une cornue avec une certaine quantité d'acide sulfurique concentré; on adapte au col de cette cornue un ballon bitubulé, et on la chauffe doucement; bientôt l'hydriodate, et même l'acide hydriodique, sont décomposés par l'acide sulfurique; l'iode se volatilise sous la forme de vapeurs violettes, et vient se condenser dans le col de la cornue ou dans le récipient, sous la forme de lames bleuâtres cristallines, qu'il suffit de laver avec de l'eau con-

tenant un peu de potasse pour les avoir pures ; ensuite on les fait sécher en les pressant entre deux feuilles de papier. Suivant M. Gaultier, le *fucus saccharinus* fournit plus d'iode que les autres espèces dont il a fait l'analyse.

Du Phtore ou du Fluor.

78. La plupart des chimistes s'accordent aujourd'hui à regarder l'acide fluorique, d'après les expériences de M. H. Davy, comme formé d'hydrogène et d'un radical particulier auquel on a donné le nom de *fluor*. M. Ampère, qui a indiqué le premier la composition de l'acide fluorique, a proposé d'appeler son radical *phtore*, de l'adjectif grec φθόριος, *délétère, qui a la force de ruiner, de détruire, de corrompre* : en effet, ce corps, que l'on suppose simple, jouit exclusivement de la propriété de détruire tous les vases où l'on veut le renfermer, et de former avec l'hydrogène l'acide hydro-phtorique (fluorique), dont l'action caustique est excessivement intense.

Il a été impossible d'obtenir jusqu'à présent le *phtore* à l'état de pureté, tant il agit sur les vases qui le contiennent ; cependant nous allons exposer un certain nombre de faits propres à donner une idée de son histoire. Le *phtore* se trouve dans la nature combiné avec le calcium ou avec l'aluminium ; ces *phtorures* ont été connus sous les noms de *fluate de chaux*, ou de *spath fluor* et de *fluate d'alumine;* tous les composés que les chimistes ont appelés *fluates secs* sont formés de phtore et d'un métal. Uni au *bore* par des moyens particuliers, il constitue un acide que l'on doit appeler *phtoro-borique*, et que l'on a désigné jusqu'à présent sous le nom d'acide *fluo-borique* ; il forme avec le *silicium* un autre acide appelé *phtoro-silicique* (acide fluorique silicé). Ces acides ne contiennent ni oxigène ni hydrogène. Le *phtore* paraît avoir moins d'affinité

pour plusieurs métaux que le chlore ; cependant il s'y unit avec énergie, et forme des composés binaires neutres. Comme le chlore et l'oxigène, il jouit de propriétés électriques résineuses, et par conséquent est attiré par le fluide vitré de la *pile*. Il est inaltérable à l'air. M. Ampère croit devoir le ranger entre le chlore et l'iode.

Du Chlore (*gaz muriatique oxigéné*) (1).

Le chlore est un corps simple, qui a été regardé à tort, jusque dans ces derniers temps, comme formé d'acide muriatique et d'oxigène. Il ne se trouve jamais pur dans la nature, mais on le rencontre souvent uni à des métaux à l'état de *chlorure* et d'hydro-chlorate. Lorsqu'on cherche à séparer le chlore des composés qui le renferment, on l'obtient gazeux : il est donc important de l'examiner sous cet état.

Du Chlore gazeux.

79. Le chlore est un gaz d'une couleur jaune verdâtre (*propriété essentielle*), d'une saveur désagréable, d'une odeur piquante et tellement suffocante, qu'il est impossible de le respirer, même lorsqu'il est mêlé à l'air, sans éprouver un sentiment de strangulation et un resserrement dans la poitrine ; sa pesanteur spécifique est de 2,470 : loin de rougir la teinture de tournesol, comme le font les acides, il la détruit en la jaunissant (*propriété essentielle*) ; il éteint les bougies allumées après avoir fait prendre à la flamme un aspect pâle d'abord, ensuite rouge.

Exposé à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, le chlore gazeux n'éprouve aucune altération lorsqu'il est parfaitement sec. *Expérience* (fig. 51). Si l'on introduit dans une grande fiole *A*, placée sur un four-

(1) Chlore, dérivé de χλωρος, *vert*, ou qui tire sur le vert.

neau *F*, le mélange nécessaire pour qu'il se dégage du *chlore* gazeux (*voyez* page 134 de ce volume); si l'on adapte à cette fiole, à l'aide d'un bouchon percé, un tube convenablement recourbé *T*, qui se rend dans un long cylindre de verre *C*, rempli de chlorure de calcium (muriate de chaux desséché), matière capable d'absorber toute l'humidité contenue dans le chlore; si de l'extrémité *T* de ce cylindre part un autre tube *S*, recourbé de manière à pouvoir se rendre dans un tuyau de porcelaine vide placé dans un fourneau à réverbère *M*, et que l'on entoure de charbon; enfin, si de l'extrémité *E* du tuyau de porcelaine part un troisième tube *R* qui va se rendre dans une cloche *P*, disposée sur la cuve pneumato-chimique, on pourra démontrer l'assertion que nous venons d'établir. En effet, que l'on commence par allumer le charbon contenu dans le fourneau à réverbère afin de faire rougir le tuyau de porcelaine; lorsque ce tuyau sera rouge, que l'on chauffe légèrement la fiole *A*, le chlore se dégagera, traversera le cylindre *C*, cédera son humidité au *chlorure de calcium*, à travers lequel il passera pour se rendre dans le tuyau de porcelaine rouge de feu, puis se dégagera par le tube *R* pour remplir la cloche *P* sans qu'il ait subi la moindre altération. Lorsqu'au lieu de chauffer ce gaz, on le refroidit, il ne change point d'état s'il est parfaitement sec, du moins il résiste à un froid de 50° au-dessous de zéro; mais s'il est humide, il se congèle au-dessus de zéro, et ressemble, par ses ramifications, à la glace qui se dépose sur la surface des carreaux pendant la gelée.

Le chlore gazeux parfaitement sec n'éprouve aucune altération de la part de la *lumière*; s'il contient de l'eau, celle-ci est décomposée, le chlore s'unit à l'hydrogène pour former de l'acide *hydro-chlorique* (acide muriatique), et l'autre principe constituant de l'eau, l'oxigène, se dé-

gage en partie, tandis qu'une autre partie forme, avec le chlore, de l'acide chlorique (M. Gay-Lussac). La pile *électrique* la plus forte n'altère point le chlore parfaitement sec : si on le soumet à l'action de cet agent lorsqu'il est dissous dans l'eau, celle-ci est décomposée, et le chlore se rend avec l'oxigène de l'eau décomposée au pole vitré : ce qui prouve qu'il est *électro-résineux*.

Le gaz *oxigène* n'exerce aucune action sur lui; il existe cependant quatre composés d'oxigène et de chlore dont nous parlerons plus bas.

80. Le gaz *hydrogène* peut se combiner avec le chlore, et donner naissance à un acide que nous désignerons sous le nom d'acide *hydro-chlorique* (muriatique). L'expérience doit se faire à la lumière diffuse, ou à une température élevée, car elle ne réussit pas à la température ordinaire et dans un lieu obscur. *A la lumière diffuse.* Que l'on fasse arriver du chlore gazeux desséché au moyen du *chlorure de calcium*, dans un flacon tubulé rempli d'air, bientôt le chlore, à raison de son poids, se précipitera dans le flacon et en chassera tout l'air; qu'on le bouche après en avoir retiré peu à peu le tube; qu'on remplisse de gaz hydrogène desséché par le même moyen un ballon tubulé plein de mercure, et dont la capacité est égale à celle du flacon; si, après avoir débouché celui-ci, on introduit dans son goulot le col du ballon usé de manière à ce qu'il s'adapte parfaitement à sa tubulure, et que l'on entoure de mastic fondu les parties qui établissent la communication de ces deux instrumens, on remarquera qu'au moyen de la lumière diffuse, le mélange des deux gaz ne tardera pas à s'effectuer; au bout de quelques jours le chlore sera décoloré, et l'appareil ne contiendra plus qu'un volume de gaz acide *hydro-chlorique* égal à celui des deux gaz employés; il sera transparent, incolore, fumant à l'air et rougira la teinture de tournesol; la décoloration du chlore ne saurait être com-

plète si, vers le deuxième ou le troisième jour, l'appareil n'était exposé pendant 20 ou 25 minutes à l'action directe des rayons solaires. *A une température élevée.* Si on remplit un flacon contenant de l'eau d'un mélange fait avec parties égales de chlore et d'hydrogène gazeux, et qu'on l'enflamme à l'aide d'une bougie allumée, il y a sur-le-champ détonnation et formation d'une fumée blanche qui indique l'existence du gaz *acide hydro-chlorique* (muriatique). Si le mélange de ces deux gaz est renfermé dans un flacon bouché et exposé à la lumière solaire, tout-à-coup il se produit une vive détonnation; le flacon est brisé, et l'opérateur court les plus grands dangers, à moins que le flacon ne soit presque entièrement enveloppé dans une serviette, ou mieux encore qu'il ne soit disposé dans un local que l'on puisse éclairer à volonté par une lumière diffuse ou par une lumière solaire. Nous devons les détails de ces expériences intéressantes à MM. Gay-Lussac et Thenard.

Le *bore* et le *carbone* pur n'exercent aucune action sur le chlore gazeux sec, quelle que soit la température : on peut s'en convaincre en plaçant du bore ou du carbone pur dans un tuyau de porcelaine, et en y faisant passer un courant de chlore au moyen de l'appareil décrit en parlant de l'action du calorique sur ce corps, § 79. Si au lieu de carbone pur on met dans le tuyau de porcelaine du *charbon* ordinaire, le chlore s'empare de l'hydrogène qu'il contient, et il se forme du gaz acide hydro-chlorique jusqu'à ce que le charbon ne renferme plus d'hydrogène; le même phénomène a lieu, à la température ordinaire, si l'on introduit dans un flacon plein de chlore des fragmens de charbon ordinaire.

81. *Propriété essentielle.* Lorsqu'on met dans une éprouvette remplie de chlore gazeux un petit morceau de *phosphore*, on remarque, quelques instans après, qu'il y a dé-

gagement de calorique et de lumière, et production de vapeurs blanches, épaisses, formées par du *deuto-chlorure de phosphore* : en effet, le chlore passe de l'état de gaz à l'état solide, et se combine avec le phosphore; le calorique et la lumière qui le tenaient à l'état de gaz doivent donc se dégager. *Propriétés du deuto-chlorure de phosphore.* Ce corps, appelé par quelques chimistes *acide chloro-phosphorique,* est solide, d'un blanc de neige, excessivement volatil; il rougit le papier de tournesol parfaitement desséché; il décompose l'eau avec la plus grande rapidité; en effet, le chlore s'empare de l'hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que le phosphore s'unit à l'oxigène et passe à l'état d'acide phosphorique. On l'obtient en faisant arriver un excès de chlore gazeux sec dans une cornue contenant du phosphore également sec. Il existe un autre *chlorure de phosphore* dans lequel il y a moins de chlore. *Propriétés du proto-chlorure de phosphore.* Il est liquide, incolore, transparent, fumant, nullement acide lorsqu'il est pur, récemment préparé et qu'il n'a pas absorbé l'humidité de l'air; le fer le décompose à une température élevée, s'empare à-la-fois du chlore et du phosphore, et il se forme du phosphure et du chlorure de fer. Un morceau de papier joseph imbibé de cette liqueur brûle comme le phosphore aussitôt qu'on l'expose à l'air. Si on le mêle avec de l'eau, celle-ci est subitement décomposée; son hydrogène s'empare du chlore pour former de l'acide hydro-chlorique; tandis que l'oxigène se porte sur le phosphore et le fait passer à l'état d'acide phosphoreux; on observe les mêmes phénomènes s'il est exposé à l'air humide et qu'il en attire l'humidité : dans ce cas il rougit le papier de tournesol; mais il ne le rougit pas s'il est parfaitement privé d'eau et que le papier ait été bien désséché. On l'obtient comme le précédent, excepté que l'on emploie moins de chlore. Il est formé, d'après M. Dulong,

de 100 parties de phosphore et de 327,6 de chlore, tandis que le deuto-chlorure est composé de 100 de phosphore et de 549,1 de chlore.

82. Lorsqu'on fait arriver sur du soufre divisé et sec du chlore gazeux parfaitement desséché, il se forme constamment, et à toutes les températures, un chlorure liquide connu sous le nom de liqueur de *Thomson*, qui l'a découvert : il est d'un rouge brun, très-volatil, doué d'une odeur piquante, excessivement désagréable; il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement desséché; mais si on l'agite avec de l'eau, il la décompose, passe à l'état d'acide hydro-chlorique et d'acide sulfureux ou sulfurique, susceptibles de rougir fortement cette couleur : sa pesanteur spécifique à 10° est de 1,7. M. Thomson le croit formé d'un atome de soufre (dont le poids est 2), et d'un atome de chlore qui pèse 4,5 (*voy.* plus bas); ou, ce qui revient au même, de 100 parties de chlore et de 44,44 de soufre en poids.

83. Si on élève la température d'une petite cloche courbe, contenant du chlore gazeux et de l'*iode*, on obtient deux composés connus sous les noms de *chlorures d'iode* : si l'iode prédomine, le produit est rouge; dans le cas contraire, il est jaune. Le chlorure d'iode est regardé par M. Davy comme un acide qu'il a nommé *chloriodique*, et qui jouit des propriétés suivantes : il est très-volatil, déliquescent, et soluble dans l'eau; la dissolution détruit par degrés les couleurs bleues végétales; elle décolore même la dissolution sulfurique d'indigo.

La découverte du chlore est due à Schéele, qui l'appela *acide muriatique déphlogistiqué*.

Poids de l'atome du chlore. Le gaz protoxide de chlore est formé de 100 parties de chlore et de 88,88 parties d'oxigène; ou, ce qui revient au même, de 4,5 de chlore et de 4 d'oxigène. En admettant avec M. Thomson que

ce gaz est composé de 1 atome de chlore et de 4 atomes d'oxigène, le poids de l'atome de chlore sera 4,5, puisque celui de l'oxigène est représenté par 1.

Usages. On s'en sert principalement pour blanchir, et pour désinfecter l'air corrompu par des miasmes. Nous renvoyons à la chimie végétale et animale pour les détails relatifs à son emploi dans ces circonstances. Respiré pur, le *chlore* gazeux est excessivement irritant, et ne tarde pas à occasionner la mort. Mêlé avec de l'air il provoque la toux, et détermine une affection catarrhale, suivie quelquefois d'hémoptysie ; d'où il résulte qu'on ne l'emploie jamais dans cet état. Dissous dans l'eau, il agit encore comme irritant si la dissolution est concentrée : aussi les animaux qui en ont pris une certaine quantité ne tardent-ils pas à périr, et l'on trouve après la mort une vive inflammation des tissus du canal digestif avec lesquels il a été en contact. Il paraît cependant qu'il peut être utile dans certaines circonstances, s'il est convenablement administré : M. Braithwate dit l'avoir employé avec succès dans la scarlatine et dans d'autres phlegmasies cutanées aiguës : il faisait prendre dans la journée deux gros de chlore liquide étendu de huit onces d'eau ; mais il préférait encore l'employer en friction sur la gorge. M. Estribaud l'a administré avec avantage, à la dose de six à huit gros, à des prisonniers espagnols atteints de fièvre putride. M. Nysten l'a donné avec succès et à l'état liquide dans des diarrhées et des dysenteries chroniques qui paraissaient entretenues par l'état d'atonie de la membrane muqueuse intestinale. MM. Thenard et Cluzel ont reconnu que les immersions des mains dans ce liquide suffisaient pour guérir la gale la plus invétérée.

Le dernier de ces auteurs avait depuis long-temps annoncé les avantages de ce médicament dans la morsure des animaux enragés ; M. Brugnatelli a publié tout récem-

ment des observations qui tendent à confirmer son utilité dans cette affection.

Extraction. On met dans une fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, du peroxide de manganèse pulvérisé et de l'acide hydro-chlorique liquide concentré; on élève un peu la température, et l'on obtient du chlore gazeux et du proto-hydro-chlorate de manganèse. On peut faire arriver ce chlore gazeux, à l'aide d'un tube droit, dans un flacon rempli d'air : bientôt celui-ci, beaucoup plus léger que le chlore, sera chassé; ou bien on peut le recevoir sous des cloches pleines d'eau; mais, dans ce cas, l'eau dissout une partie du gaz. *Théorie.* L'acide hydro-chlorique et le peroxide peuvent être représentés par :

Acide hydro-chlorique +	hydrogène	+ (chlore).
Manganèse + oxigène	+ oxigène + oxigène.	
Proto-hydro-chlorate.	Eau.	

Une portion d'acide et tout l'oxide se décomposent; l'hydrogène se combine avec la majeure partie de l'oxigène de l'oxide et forme de l'eau; le chlore est mis à nu; tandis que l'acide non décomposé s'unit avec le protoxide de manganèse résultant de cette décomposition. La préparation du chlore en grand se fait par un autre procédé (*voy.* pl. 9, fig. 57) : on place sur un bain de sable un matras *D*, muni d'un bouchon percé de deux trous; on introduit dans ce matras un mélange pulvérulent de 4 parties de sel commun et d'une partie de peroxide de manganèse cristallisé en aiguilles, et ne contenant pas de fluate de chaux; de ce matras sort un tube recourbé *T*, qui plonge dans la petite quantité d'eau que renferme le flacon *F*; deux autres tubes recourbés *tt* établissent la communication des vases *A*, *B* avec le flacon *F*; un dernier tube recourbé *S* est destiné à porter le gaz dans des cloches pleines d'eau. Enfin les tubes droits *xxx*

sont des tubes de sûreté; les vases *A, B* renferment de l'eau, et le premier est entouré de glace. Les choses étant ainsi disposées, et les bouchons percés des trous nécessaires pour donner passage aux tubes, on lute toutes les jointures, et on introduit peu à peu, au moyen d'un tube en *S* recourbé *V E*, un mélange préparé d'avance avec deux parties d'acide sulfurique concentré et deux parties d'eau; on chauffe doucement; le chlore se dégage à l'état de gaz, traverse l'eau du premier flacon, passe dans le deuxième, se dissout dans l'eau, et lorsque celle-ci en est saturée, se porte sur le troisième, etc. A la fin de l'opération, on trouve dans le matras du sulfate de soude et du proto-sulfate de manganèse. *Théorie.* L'acide sulfurique décompose l'hydro-chlorate de soude (sel commun), s'empare de la soude, et l'acide hydro-chlorique mis à nu réagit sur le peroxide de manganèse, comme nous l'avons dit précédemment.

De l'Azote (1).

L'azote est un corps simple très-répandu dans la nature : à l'état solide, il fait partie de presque toutes les substances animales, d'un très-grand nombre de substances végétales, de tous les nitrates et de tous les sels ammoniacaux; il se trouve à l'état de gaz dans l'atmosphère, dont il fait à-peu-près les quatre cinquièmes, et dans le gaz ammoniac : lorsqu'il est pur, il est toujours gazeux.

Du Gaz azote.

84. Le gaz azote est incolore, inodore, transparent, et plus léger que l'air atmosphérique; sa pesanteur spécifique est de 0,96913. La *lumière* est réfractée par ce gaz; sa puis-

(1) Azote, mot grec dérivé de α privatif, et de ζωὴ, *vie*, qui prive de la vie.

sance réfractive est de 1,03408. Le *fluide électrique* n'exerce point d'action chimique sur lui. Le gaz *oxigène* ne peut se combiner directement avec le gaz azote que lorsqu'on fait passer à travers le mélange une grande quantité d'étincelles électriques, et il se forme de l'acide *azoteux*, désigné improprement sous le nom d'*acide nitreux;* il se produit au contraire de l'acide *nitrique* si l'on a ajouté de l'eau ou du dentoxide de potassium, substances avec lesquelles l'acide nitrique a beaucoup d'affinité. On peut encore obtenir quatre autres composés d'oxigène et d'azote; savoir, le protoxide et le dentoxide d'azote, et les acides hypo-nitreux et nitrique oxigéné ; mais ils ne résultent jamais de l'action directe des deux gaz qui les constituent Le gaz *hydrogène* ne peut pas se combiner directement avec le gaz azote : cependant il est des circonstances particulières où ces deux corps s'unissent intimement et forment le gaz ammoniac. On croit que le *bore* a la faculté d'absorber le gaz azote.

Le *carbone pur* n'a point d'action sur lui; le *charbon* ordinaire, au contraire, l'absorbe avec dégagement de calorique; selon M. Théodore de Saussure, une mesure de charbon de buis absorbe 7,5 mesures de gaz azote. M. Gay-Lussac a fait connnaître dans ces derniers temps un gaz composé de carbone et d'azote, auquel il a donné le nom de *cyanogène* (générateur de bleu), et que nous décrirons à l'article *Acide hydro-cyanique* (prussique).

85. Le *phosphore* parfaitement blanc passe au rouge dans le gaz azote, fond facilement, et les parois du flacon se tapissent de cristaux rouges étoilés (Mémoire de M. Vogel); il se forme du gaz azote légèrement phosphoré. Six litres de gaz azote peuvent dissoudre cinq centigrammes de phosphore. Le gaz azote phosphoré, mis en contact avec le gaz oxigène, se décompose sur-le-champ, cède le phosphore à l'oxigène pour former de l'acide phosphoreux, et

repasse à l'état d'azote. Le *soufre* ne se combine pas avec lui; il en est de même de l'*iode* et du *chlore :* cependant il existe des combinaisons d'iode et d'azote, de chlore et d'azote, connues sous les noms d'*iodure* et de *chlorure d'azote,* mais qui ne doivent pas nous occuper ici, parce qu'elles ne sont pas le résultat de l'action directe de ces deux corps sur l'azote. (*Voyez* articles *Ammoniaque* et *Hydro-chlorate d'ammoniaque.*)

Propriétés essentielles. On pourra facilement distinguer le gaz azote de tous ceux que l'on connaît aujourd'hui aux caractères suivans : 1°. Il est incolore; 2°. il éteint les corps enflammés; 3°. il ne rougit pas la teinture de tournesol; 4°. il ne se dissout pas dans l'eau; 5°. il ne trouble point l'eau de chaux.

Poids de l'atome d'azote. Le protoxide d'azote est composé de 100 parties d'azote et de 56,93 d'oxigène en poids; ou, ce qui revient au même, de 1,75 d'azote et de 1 d'oxigène: or, dans le protoxide d'azote il y a un atome d'oxigène et un atome d'azote : donc le poids de ce dernier atome sera 1,75.

Usages. Le gaz azote est employé pour conserver certaines substances qui absorbent facilement l'oxigène de l'air, par exemple, le potassium et le sodium. Il asphyxie les animaux qui le respirent en s'opposant à la transformation du sang veineux en sang artériel; la respiration devient gênée; on éprouve des vertiges et de la céphalalgie; les lèvres et le visage prennent une teinte livide : ces symptômes ne tardent pas à être suivis de la mort si on continue à le respirer. L'asphyxie des fosses d'aisance, connue sous le nom de *plomb*, est quelquefois occasionnée par ce gaz. On a conseillé de faire respirer le gaz azote mêlé à de l'air dans les maladies caractérisées par une très-grande activité de la circulation et de la respiration; mais on ne sait pas encore jusqu'à quel point ce moyen peut être avantageux.

Extraction. 1°. On enflamme du phosphore dans une quantité déterminée d'air ; celui-ci cède tout son oxigène, et l'azote est mis à nu : pour cela on met le feu à un petit morceau de phosphore placé sur un support en brique, que l'on a préalablement disposé sur la planche de la cuve pneumato-chimique ; ce support doit être assez élevé pour que le phosphore soit hors de l'eau de la cuve, et, par conséquent, en contact avec l'air. Aussitôt que le phosphore est enflammé, on le recouvre d'une grande cloche pleine d'air atmosphérique que l'on fait plonger dans l'eau de la cuve ; le phosphore, qui n'est alors en contact qu'avec l'air de la cloche, s'empare de tout son oxigène, passe à l'état d'acide phosphorique, que l'on voit paraître sous la forme d'un nuage excessivement épais, et il se dégage une très-grande quantité de calorique et de lumière ; l'air, dilaté par la chaleur qui se produit, est en partie expulsé sous la forme de grosses bulles ; au bout d'une ou de deux minutes, le phosphore s'éteint et l'opération est terminée. On laisse l'appareil dans la même situation, et l'on aperçoit l'eau monter dans l'intérieur de la cloche jusqu'à ce que celle-ci soit entièrement refroidie, l'acide phosphorique se dissoudre complètement, et l'intérieur de l'appareil, auparavant nébuleux et très-opaque, reprendre sa transparence. Le gaz azote qui reste au-dessus de l'eau doit être agité pendant quelque temps avec ce liquide pour le débarrasser d'un peu d'acide phosphorique qu'il pourrait retenir, et surtout pour décomposer une portion de gaz azote phosphoré qui se forme constamment dans cette opération, et qui, étant agité, abandonne le phosphore. 2°. On peut obtenir du gaz azote très-pur en faisant passer un courant de chlore gazeux à travers de l'ammoniaque liquide renfermée dans un flacon (l'ammoniaque est formée d'azote et d'hydrogène) ; le chlore s'empare de l'hydrogène, forme de l'acide hydro-chlorique qui s'unit avec

une portion d'ammoniaque, et l'azote est mis à nu. (*Voyez* pl. 9, fig. 58.) *A* est le ballon d'où se dégage le chlore; *B* est un flacon contenant un peu d'eau, qui sert à priver ce gaz des matières étrangères solubles; *C* renferme l'ammoniaque liquide; *S* est le tube qui conduit le gaz azote sous la cloche.

Après avoir fait l'histoire des corps simples non métalliques, nous devons examiner les produits qu'ils peuvent former en se combinant entre eux.

ARTICLE II.

De la Combinaison des Corps simples non métalliques entre eux.

86. L'*oxigène* peut s'unir avec chacun de ces corps simples et former des oxides ou des acides. Les premiers sont au nombre de sept: l'oxide d'hydrogène (eau), le gaz oxide de carbone, l'oxide rouge de phosphore, les gaz protoxide et deutoxide de chlore, et les gaz protoxide et deutoxide d'azote; les autres, au nombre de dix-huit, sont: les acides borique, carbonique, hypo-phosphoreux, phosphoreux, phosphatique, phosphorique, phosphorique oxigéné, hypo-sulfureux, sulfureux, sulfurique, sulfurique oxigéné, iodique, chlorique, chlorique oxigéné, per-nitreux, azoteux (nitreux), azotique (nitrique) et nitrique oxigéné.

Le *phtore*, placé dans des circonstances particulières, est susceptible de s'unir au bore et à l'hydrogène et de donner naissance aux acides phtoro-borique et hydrophtorique.

L'*hydrogène* peut se combiner avec quelques-uns de ces élémens et former des composés binaires: tels sont les acides hydro-phtorique (fluorique) hydro-chlorique, hydriodique et hydro-sulfurique, l'oxide d'hydrogène (eau), les gaz hydrogène, carboné, phosphoré et azoté: ce dernier est l'ammoniaque.

En examinant l'action des élémens non métalliques les uns sur les autres, nous nous sommes bornés à indiquer l'existence des composés dont nous venons de parler, en nous réservant de consacrer à leur histoire, qui est de la plus haute importance, deux sections particulières. Il n'en est pas de même des autres composés binaires dans lesquels l'oxigène, l'hydrogène ou le phtore n'entrent pas : la plupart d'entre eux offrent peu d'intérêt, et nous avons cru devoir les décrire en parlant de chaque corps simple. Nous allons cependant en faire l'énumération.

Le *bore* peut se combiner avec le soufre. (*Voy.* pag. 118.)

Le *charbon* s'unit avec le soufre et avec l'azote. (*Voyez* § 73 et 84.)

Le *phosphore* se combine avec le soufre, l'iode, le chlore et l'azote. (*Voyez* § 74, 76, 81 et 85.)

Le *soufre* s'unit au chlore et à l'iode. (*Voy.* § 77 et 82.)

L'*iode* peut se combiner avec le chlore et avec l'azote. (*Voyez* § 84 et 85.)

Enfin le *chlore* peut également s'unir à l'azote. (*Voy.* § 85.)

Nous devrions maintenant décrire les composés formés par l'oxigène et par chacun des autres corps simples; mais, comme l'air atmosphérique joue un grand rôle parmi les agens chimiques, et qu'il est considéré par quelques physiciens comme un simple mélange presqu'entièrement formé de gaz oxigène et de gaz azote, il nous paraît utile de placer ici son histoire, d'autant mieux que nous connaissons déjà les principaux élémens qui le constituent.

De l'Air atmosphérique.

87. L'air atmosphérique ne se trouve dans la nature qu'à l'état gazeux; comme son nom l'indique, il constitue l'atmosphère, dont la hauteur paraît être d'environ quinze à seize lieues; on le voit aussi dans des lieux souterrains et dans les fissures de plusieurs minéraux. L'analyse la

plus sévère n'a démontré jusqu'à présent dans l'air pur que du gaz azote, du gaz oxigène, du gaz acide carbonique, de l'eau, du fluide électrique, et le calorique et la lumière nécessaires pour tenir ces substances à l'état gazeux. (Voyez *Analyse de l'air* à la fin de l'ouvrage.) Cependant il est facile de prévoir que l'on doit rencontrer souvent dans l'atmosphère des matières étrangères à celles dont nous venons de parler, par exemple, toutes celles qui se volatilisent journellement à la surface de la terre.

88. *Propriétés physiques.* L'air atmosphérique est fluide, invisible lorsqu'il est en petite masse, insipide, inodore, pesant, compressible et parfaitement élastique. *Fluidité de l'air.* Cette propriété, qui n'a pas besoin d'être prouvée, est le résultat de la dissolution des principes constituans de l'air dans le calorique. *Invisibilité de l'air.* Les molécules de ce fluide sont tellement ténues, qu'elles ne peuvent pas réfléchir une assez grande quantité de rayons lumineux pour devenir sensibles à côté d'objets qui, au contraire, en réfléchissent beaucoup; lorsque plusieurs couches d'air sont accumulées, cette réflexion est plus marquée et ce fluide devient visible, comme, par exemple, dans la portion bleue que l'on appelle *Ciel. Défaut de saveur et d'odeur.* Nous ne pouvons pas affirmer que l'air pur soit insipide et inodore; peut-être a-t-il de la saveur et de l'odeur, dont les impressions sur nos organes deviennent nulles par l'effet de l'habitude. *Pesanteur de l'air.* Aristote observa un des premiers qu'une vessie pleine d'air pèse davantage que lorsqu'elle est vide. Galilée fit voir long-temps après, en injectant de l'air dans un vase, que le poids de celui-ci était plus considérable lorsqu'on avait injecté beaucoup d'air, que dans le cas contraire; enfin, Torricelli, disciple de Galilée, et l'illustre Pascal, firent des expériences ingénieuses qui mirent la pesanteur de l'air hors de doute. Après ce court exposé sur l'historique de la découverte de

la pesanteur de l'air, nous allons prouver, 1°. que l'air est pesant; 2°. qu'il pèse en tous sens. *Expériences. A.* Que l'on fasse le vide dans un grand ballon de verre et que l'on note son poids; qu'on pèse de nouveau le ballon après l'avoir rempli d'air, il pésera davantage. *B.* Lorsqu'on a fait le vide dans une cloche posée sur le plateau de la machine pneumatique, on voit qu'il est impossible de l'enlever, parce que l'air extérieur pèse avec force sur les parois externes de la cloche; si on laisse rentrer l'air, la cloche se remplit et on peut l'enlever avec la plus grande facilité, le fluide aériforme de l'intérieur établissant alors par son ressort l'équilibre avec la colonne extérieure. *C.* Si l'on prend un tube de verre scellé hermétiquement à l'une de ses extrémités, long d'environ trente pouces et de six à huit lignes de largeur, et qu'on le remplisse de mercure par l'extrémité ouverte, on remarquera, en bouchant celle-ci avec le doigt et en renversant l'instrument dans une cuve pleine du même métal, que le mercure s'écoule en partie aussitôt qu'on enlève le doigt; que la majeure partie reste, oscille pendant quelque temps; enfin qu'il s'arrête à-peu-près à la hauteur de 28 pouces: dans cet instrument, le poids de la colonne de mercure fait équilibre au poids de la colonne d'air; celui-ci, par une cause quelconque, devient-il plus pesant, le mercure monte dans le tube, d'une, deux, trois, quatre lignes; le poids de l'air, au contraire, diminue-t-il, la colonne de mercure descend. Si au lieu d'employer ce métal on se servait d'un liquide environ quatorze fois plus léger, tel que l'eau, celle-ci monterait quatorze fois autant, ce que l'on concevra facilement en faisant attention que le poids de la colonne d'air qui détermine l'ascension reste le même: c'est d'après ces principes que l'on a construit le baromètre, instrument fort utile, et dont l'objet principal est de déterminer les variations qu'éprouve le poids de l'air. *D.* Nous pouvons encore fournir, comme

preuve de la pesanteur de l'air, le fait suivant : le mercure que contient le tube barométrique dont nous parlons s'élève moins sur la cime qu'au pied des montagnes, parce que, dans ce dernier cas, la couche d'air qui comprime le métal est beaucoup plus considérable. Perrier fit le premier cette expérience sur le Puy-de-Dôme, d'après l'invitation de son ami le célèbre Pascal. On a trouvé, par des expériences exactes, qu'un litre d'air à la température de zéro et à la pression correspondante à une colonne de vingt-huit pouces de mercure environ, était de 1,2991 gramme. Voici maintenant une expérience qui établit la pression de l'air dans tous les sens : si l'on prend un tube de verre semblable à celui dont nous venons de parler, qui présente en outre une ouverture latérale vers la moitié de sa longueur; si on bouche parfaitement cette ouverture avec un morceau de vessie mouillée attaché tout autour du tube, on verra, après avoir rempli celui-ci de mercure et l'avoir disposé comme dans l'expérience précédente, qu'en perçant la vessie avec une épingle, l'air s'introduira avec force dans le tube, exercera une pression *latérale*, partagera la colonne de mercure en deux portions : l'une, pressée de *bas en haut*, ira frapper la partie supérieure du tube; et l'autre, refoulée de *haut en bas*, se précipitera dans la cuve. *Compressibilité de l'air.* L'air peut être comprimé : alors il se resserre et diminue d'autant plus de volume que le poids dont il est chargé est plus grand, en sorte que le volume de l'air est en raison inverse de la pression à laquelle il est soumis. *Expérience.* Que l'on prenne un tube de verre *A B C* (fig. 52), recourbé en *B*, ouvert en *A*, fermé hermétiquement en *C*, et fixé sur une planche convenablement graduée de l'un et de l'autre côté du tube; que l'on introduise par l'ouverture *A* un peu de mercure qui remplira la courbure et dépassera les branches du tube en se mettant au niveau, dans cet état, l'air contenu

dans la branche *B C* fait équilibre par son ressort à la colonne d'air de toute l'atmosphère qui pèse sur le mercure de la branche *A B*. Supposons que cette pression soit égale à celle que déterminerait une colonne de mercure dont le diamètre serait le même, et qui aurait vingt-huit pouces de hauteur; si on ajoute dans la branche *A B* du mercure jusqu'à ce qu'il ait atteint la hauteur de vingt-huit pouces, l'air de la branche *B C*, pressé alors, 1°. par les vingt-huit pouces de mercure; 2°. par l'atmosphère, qui représente le même poids, n'occupera que la moitié du volume primitif. Si l'on verse du mercure jusqu'à la hauteur de quatre-vingt-quatre pouces (c'est-à-dire trois fois vingt-huit), l'air de la branche *B C*, pressé quatre fois autant qu'il l'était d'abord, puisqu'il faut y ajouter le poids de l'atmosphère, n'occupera que le quart de son volume primitif, et le mercure sera remonté dans la petite branche jusqu'en *F*. Cette belle expérience est due à Boyle et à Mariotte. *Elasticité de l'air.* Si, après avoir fait l'expérience précédente, on fait sortir une portion du mercure contenu dans la branche *A B*, on verra que l'air qui avait été comprimé dans la branche *B C* se dilate : donc il est élastique.

89. *Propriétés chimiques de l'air.* Exposé à l'action du *calorique*, l'air atmosphérique se dilate dans le rapport indiqué § 21; mais il ne subit aucune décomposition. La *lumière* le traverse et se réfracte : on a désigné par 1,00000 sa puissance réfractive, et on lui a comparé la force réfringente des autres fluides élastiques. L'air sec n'est point conducteur du *fluide électrique*; il lui livre passage, au contraire, lorsqu'il est humide. Soumis pendant long-temps à l'action de l'étincelle électrique, il se transforme en acide *azotique* (nitrique), qui n'est qu'une combinaison d'oxigène et d'azote : cette expérience ne réussit qu'autant que l'on ajoute de l'eau ou un autre corps avec lequel l'acide puisse se combiner.

90. Le gaz *oxigène* ne fait que se mêler à l'air atmosphérique. Presque tous les corps étudiés précédemment le décomposent à froid ou à chaud, lui enlèvent l'oxigène, et l'azote reste libre. Le gaz *hydrogène* ne lui fait éprouver aucune altération à froid ; mais si on élève la température, il s'empare de l'oxigène, avec lequel il forme de l'eau ; et l'azote est mis à nu. Ce fait peut être prouvé en faisant les expériences rapportées à l'article *Hydrogène*, avec cette différence qu'on substituera au gaz oxigène, de l'air atmosphérique ; et comme celui-ci ne contient que 21 pour 100 de gaz oxigène, il faudra, pour obtenir des effets analogues, employer trois ou quatre parties d'air contre une partie de gaz hydrogène : par ce moyen, le gaz oxigène se trouvera toujours dans le rapport de un à deux, rapport nécessaire pour qu'il se forme de l'eau. On peut encore ajouter l'expérience suivante : que l'on place dans une petite fiole munie d'un bouchon percé qui donne passage à un long tube tiré à la lampe par son extrémité supérieure, le mélange propre à fournir du gaz hydrogène (*voyez* pag. 99) ; au bout de deux ou trois minutes, lorsque tout l'air contenu dans la fiole se sera dégagé, que l'on approche une bougie allumée du gaz qui sort par l'extrémité effilée du tube, ce gaz s'enflammera, et produira un jet lumineux qui durera autant que le dégagement du gaz hydrogène aura lieu : cet appareil est connu sous le nom de *lampe philosophique*. Il y aurait du danger à mettre le feu au gaz hydrogène avant que l'air atmosphérique ne fût expulsé, car celui-ci ferait détonner le gaz qui serait contenu dans la capacité de la fiole.

91. Lorsqu'on met du *bore* en contact avec l'air atmosphérique à une chaleur rouge, celui-ci cède son oxigène ; l'azote est mis à nu, et il se forme de l'acide borique *solide* : aussi y a-t-il dans cette expérience dégagement de calorique et de lumière ; à froid, il n'y a point

d'action entre ces deux corps. Le *carbone pur* ou le diamant ne subit aucune altération de la part de l'air à la température ordinaire ; mais si on expose des diamans au foyer d'un miroir ardent, dans des cloches pleines d'air, ou qu'on les chauffe fortement avec le contact de ce fluide, ils en absorbent l'oxigène, et se transforment en gaz acide carbonique ; l'azote de l'air est mis à nu. La consomption du diamant placé au foyer des rayons lumineux avait été aperçue, dès l'année 1694, par les académiciens de Florence, chargés par Cosme III, grand duc de Toscane, d'examiner ce phénomène. Le *charbon* absorbe l'air atmosphérique à la température ordinaire, et il y a dégagement de calorique et formation d'acide carbonique. L'inflammation spontanée des charbonnières, qui a lieu quelquefois auprès de l'eau, reconnaît pour cause principale l'absorption de l'air atmosphérique et de l'humidité qu'il contient. Lorsqu'on élève la température du charbon exposé à l'atmosphère, il en absorbe l'oxigène, se consume et ne laisse que des cendres : il y a, pendant cette opération, dégagement de calorique et de lumière, et formation de gaz acide carbonique ; l'azote de l'air est mis à nu. Si la température était très-élevée, et qu'il y eût un excès de charbon, il se produirait une très-grande quantité de gaz oxide de carbone.

92. Le *phosphore*, qui n'exerce aucune action sur le gaz oxigène à une température au-dessous de 27°, et sous la pression ordinaire de l'atmosphère, est, au contraire, attaqué par l'air atmosphérique sec ou humide, même au-dessous de zéro. *Expérience.* Que l'on introduise, dans une éprouvette remplie de mercure et renversée sur la cuve hydrargiro-pneumatique, 100 parties d'air atmosphérique ; que l'on y fasse passer ensuite un petit fragment de phosphore humecté ; dans le même instant, une petite partie du phosphore s'emparera de l'oxigène pour former de l'a-

cide phosphatique qui paraîtra sous la forme de vapeurs, et que l'eau ne tardera pas à dissoudre; si l'expérience se fait dans l'obscurité, on apercevra une faible lumière, et lorsqu'elle sera terminée, il ne restera dans la cloche que les 79 parties de gaz azote de l'air employé, contenant un atome de phosphore en dissolution. Il est aisé de concevoir pourquoi le gaz oxigène pur ne transforme pas le phosphore en acide phosphatique à la température ordinaire, tandis que l'air atmosphérique jouit de cette propriété; c'est que celui-ci est mêlé à du gaz azote qui, d'après les expériences de M. Bellani, jouit de la propriété de favoriser la combinaison du phosphore avec l'oxigène. (*Voyez* § 70.). Si l'air atmosphérique était sec, il serait également décomposé par le phosphore à la température ordinaire; mais la décomposition s'arrêterait au bout d'un certain temps, parce que l'acide phosphatique formé, ne pouvant pas être dissous, recouvrirait le phosphore non attaqué, et l'empêcherait de se trouver en contact avec l'air, comme l'a démontré M. Thenard. Il résulte des recherches de M. Vogel, qu'il ne se forme jamais de gaz acide carbonique dans l'expérience que nous venons de décrire. L'action de l'*air* sur le *phosphore* à une température élevée est la même que celle du gaz oxigène, excepté qu'elle est moins vive, et qu'il y a du gaz azote mis à nu (§ 70, pag. 111).

93. Le *soufre* n'agit sur l'air atmosphérique que lorsqu'il a été fondu : alors il s'empare de son oxigène, brûle avec une flamme bleuâtre, et se transforme en gaz acide sulfureux, doué d'une odeur excessivement piquante : le gaz azote est mis à nu. L'*iode* est inaltérable à l'air. Le *chlore* et l'*azote* gazeux peuvent se mêler avec l'air atmosphérique en toutes proportions, sans exercer sur lui la moindre action chimique.

Composition et Analyse de l'Air. (Voyez *Cours d'A-*

nalyse, à la fin du tome II). *Extraction.* On peut remplir un flacon d'air, en le remplissant d'abord d'eau, en le vidant dans l'atmosphère, et en le bouchant.

ARTICLE III.

Des Combinaisons de l'oxigène avec les corps simples précédemment étudiés.

Les composés dont nous devons étudier les propriétés sont des oxides ou des acides : nous allons commencer par les premiers, qui sont au nombre de sept, savoir : l'oxide d'hydrogène (eau), le gaz oxide de carbone, l'oxide rouge de phosphore, le protoxide et le deutoxide de chlore, et le protoxide et le deutoxide d'azote.

Des Oxides non métalliques.

La teinture de tournesol n'est rougie que par un de ces oxides, le protoxide de chlore ; aucun d'eux ne peut former des sels en se combinant avec les acides. Nous allons étudier d'abord ceux dont le corps simple a plus d'affinité pour l'oxigène.

1°. *De l'Oxide d'hydrogène* (*Eau*).

L'eau est un liquide très-répandu dans la nature ; à l'état solide il constitue la glace ou la neige que l'on trouve constamment sur les hautes montagnes et sous les poles : à l'état liquide, il recouvre une assez grande partie de la surface du globe, mais il n'est jamais pur ; l'eau de la mer, des rivières, etc., contient toujours des substances étrangères; enfin, à l'état de vapeur, l'eau fait partie de l'atmosphère.

94. *Propriétés physiques.* L'eau pure est un liquide transparent, incolore, inodore, susceptible de mouiller et de dissoudre une quantité innombrable de corps ; sa

pesanteur a été déterminée avec soin : à la température de 4°+o th. centig., un centilitre pèse un gramme. L'eau est-elle compressible ? Cette question ne nous paraît pas encore décidée ; en effet, nous allons rapporter quatre faits, dont les deux premiers semblent prouver son incompressibilité, tandis que les deux autres ne peuvent être expliqués qu'en la supposant compressible. 1°. Les académiciens de Florence, après avoir rempli d'eau une sphère d'or, la pressèrent tellement qu'elle se déforma, et sa capacité fut diminuée : loin de se comprimer, l'eau, ne pouvant plus être contenue en totalité, suinta à travers les pores du métal et se rassembla à la surface. 2°. Si on met de l'eau dans la branche *B C* du tube de Mariotte, (fig. 53), et que l'on verse du mercure dans la branche *A B*, le liquide n'éprouvera aucune compression, lors même que la colonne de mercure sera de 7 pieds ; son volume ne sera pas diminué, phénomène opposé à celui que nous avons fait connaître pag. 143, en parlant de l'air. 3°. L'eau transmet les sons : donc elle est élastique ; mais l'élasticité ne suppose-t-elle pas la compressibilité ? 4°. Que l'on introduise de l'eau privée d'air dans un corps de pompe de cristal dont les parois sont excessivement épaisses ; que l'on abaisse subitement et fortement le piston afin que l'eau reçoive un choc violent ; si l'expérience se fait dans l'obscurité on apercevra de la lumière : ce fait, communiqué par M. Desaignes, s'explique aisément en admettant que l'eau a été comprimée, et que le calorique dégagé par le rapprochement des molécules est devenu lumineux....

95. Avant de parler des propriétés chimiques de l'eau, nous allons démontrer, à l'aide d'une expérience compliquée et rigoureuse, qu'elle est formée d'oxigène et d'hydrogène, et, par conséquent, que l'opinion d'Aristote et des anciens philosophes, qui la regardaient comme un élément, est

erronée. Nous emprunterons à M. Thenard la description de l'appareil dans lequel l'expérience doit être faite. (*Voyez* planche 8,

B, fig. 1, ballon de verre de 10 à 12 litres.)

cc, virole en cuivre mastiquée au col du ballon;

c' c', pièce de cuivre vissée sur la virole *cc*, et à laquelle se trouvent soudés trois conduits de cuivre munis chacun d'un robinet, savoir:

1°. Le coduit *ddf*, terminé par une petite boule percée d'un trou, dans lequel passerait à peine une aiguille très-fine;

2°. Le conduit *d' d'*;

3°. Enfin, le conduit *d'' d''*, fig. 2.

m m', tige de cuivre recourbée inférieurement, terminée par une petite boule de cuivre *m'*, est destinée à faire passer des étincelles électriques de *m'* en *f*.

o o, bouchon de cuivre rodé, entrant à frottement dans la pièce de cuivre *c' c'*, et traversé par le tube de verre *PP*, fig. 3, qui l'est lui-même par la tige *m m'*, à laquelle il sert d'isoloir. On consolide la tige *m m'* dans le tube, et le tube dans le bouchon, avec du mastic.

v v' v v', fig. 1re, tubes creux de verre, communiquant avec les tubes *d d* et *d' d'*, et contenant de l'eau, de manière que leurs boules en soient à moitié pleines.

n' n', colonnes en bois servant à maintenir les trois conduits soudés à la virole *c c'* du ballon, au moyen de vis *u'' u* aussi en bois.

h h', fig. 2, tuyau flexible de cuir verni que l'on adapte au tuyau *d'' d''* par son extrémité *h'*, et à la platine de la machine pneumatique, par son extrémité de verre *h*.

CAC, fig. 1, gazomètre destiné à mesurer la quantité de gaz oxigène que l'on introduit dans le ballon, et composé des pièces suivantes.

L, grande cloche graduée de verre mobile et soutenue

par le contre-poids K, au moyen d'une corde passant sur les poulies $i\,i$.

E, cylindre intérieur de fer verni, arrondi supérieurement et fermé de tous côtés.

$C\,C$, cylindre extérieur séparé du cylindre E par un intervalle $g\,g$ d'environ 12 centimètres, que l'on remplit d'eau pour faire l'expérience.

$g'\,g'$, fond de la cavité circulaire $g\,g$.

$a\,a$, rebord du cylindre extérieur servant à recevoir l'eau dont le niveau s'élève à mesure que la cloche L descend entre les deux cylindres.

y, robinet placé immédiatement au-dessus du fond $g'\,g'$, et servant à vider l'eau contenue dans la cavité circulaire $g\,g$.

y', tuyau horizontal muni d'un robinet, et servant à introduire le gaz oxigène dans la cloche L, au moyen du tuyau vertical u' avec lequel il communique.

y'', autre tuyau horizontal muni d'un robinet, et s'adaptant d'une part au tuyau vertical u', et de l'autre au tuyau $S\,S'$ qui se rend dans le conduit $d'\,d'$.

$P\,P$, montant de cuivre fixé au cylindre extérieur par la vis $n\,n$, et servant de support aux poulies $i\,i$.

$z\,z$, vis destinée à mettre l'instrument de niveau.

a, fig. 4, extrémité conique du tube $z\,z$ rodée et entrant à frottement dans une cavité b également conique et rodée, où elle est maintenue par une vis circulaire creuse C.

C'est ainsi que s'adaptent le tube $S\,S'$ avec les tubes y'', $d\,d'$; le tube $T\,T'$ avec les tubes x', $d\,d$, fig. 1; et le tube $h\,h'$ avec le tube $d''\,d''$, fig. 2.

$C'\,A'\,C'$, fig. 1, gazomètre semblable en tout au gazomètre $C\,A\,C$, destiné à conduire le gaz hydrogène, et communiquant avec le ballon B par le conduit $x''\,T\,T''$.

D'après cette disposition, on concevra facilement la manière de faire l'expérience. On remplit la cloche L de gaz oxigène, ce qui se fait très-facilement en adaptant au tuyau y'

le tube d'une cornue d'où l'on fait dégager ce gaz, et tenant le robinet y'' fermé. On a soin de mettre des poids dans le bassin K, pour élever la cloche L à mesure qu'elle se remplit de gaz, et maintenir l'équilibre entre la pression intérieure et celle de l'atmosphère. Après avoir rempli de la même manière la cloche L' de gaz hydrogène, on fait le vide dans le ballon B en adaptant l'extrémité h' du tuyau flexible hh' au tuyau $d''d''$, et l'extrémité h du même tuyau à la platine de la machine pneumatique. Le vide étant fait, et les robinets e'' e'' et y'' étant fermés, on ouvre peu à peu les robinets e et y' : à l'instant même le gaz de la cloche L passe dans le ballon et le remplit. A mesure que cet effet a lieu, on abaisse la cloche; puis après on la remplit de nouveau gaz oxigène, comme nous venons de le dire. Cela étant fait, et les robinets y'' et e étant ouverts, on fait passer continuellement des étincelles électriques de m' en f, en mettant la partie supérieure de la tige mm' en communication avec la machine; ensuite, après avoir fermé le robinet x', on ouvre les robinets x'' et e', et l'on presse assez fortement avec les mains sur la cloche L' : de cette manière le gaz hydrogène qu'elle contient se rend dans le ballon par l'extrémité f du tuyau dd, et s'enflamme par l'effet de l'étincelle électrique. Alors on cesse d'exciter des étincelles, et on diminue la pression jusqu'à ce qu'elle ne soit plus égale qu'à trois à quatre centimètres d'eau : on en exerce une en même temps sur le gaz oxigène de la cloche L; mais celle-ci ne doit être que de sept à huit millimètres. Ces pressions constantes s'obtiennent en retirant de temps en temps des poids des bassins K et K', et se mesurent par l'ascension de l'eau dans les branches v', v', des tubes vv', vv'. En satisfaisant à toutes ces conditions, l'expérience se fait très-bien; la combinaison du gaz hydrogène avec l'oxigène est continue; elle n'est ni trop rapide ni trop lente, et l'eau qui en est le produit se condense toute entière dans le ballon.

Lorsque la cloche *L* ou *L'* est presque pleine d'eau, on arrête l'opération en fermant le robinet *e'*; on remplit cette cloche du gaz qu'elle est destinée à contenir, et on allume de nouveau l'hydrogène par l'étincelle, etc., en se conformant à tout ce qui a été dit précédemment.

L'expérience étant entièrement terminée, on ferme le robinet *e'*, et on mesure ce qui reste de gaz oxigène et hydrogène dans les cloches *L L'*, en notant avec soin la température et la pression. On détermine également ce que le ballon peut renfermer de gaz oxigène; et retranchant les quantités d'hydrogène et d'oxigène restantes, des quantités d'hydrogène et d'oxigène sur lesquelles on a opéré à une température et à une pression données, on a celles qui ont été consumées; enfin, l'on pèse exactement l'eau produite.

Propriétés chimiques. Si l'on fait chauffer de l'eau à 10° + o, elle se dilate, comme nous l'avons établi en parlant de la dilatation des liquides (*voyez* § 20); sa température s'élève, et lorsqu'elle est parvenue à 100° ther. cent., la pression de l'air étant de vingt-huit pouces environ, elle passe rapidement à l'état de vapeur, bout, et son volume devient 1698 fois plus grand. En faisant l'expérience dans des vaisseaux fermés, la vapeur peut être recueillie, et l'on voit que l'eau n'a subi aucune décomposition. Lorsqu'au lieu de soumettre l'eau à 10° à l'action du calorique, on la place dans un lieu froid, on remarque qu'elle se refroidit et se contracte jusqu'à ce qu'elle soit parvenue à environ 4° + o therm. centigr.; alors elle reste stationnaire pendant quelques instans, et si on continue à la refroidir, elle se *dilate* et se congèle après avoir perdu l'air qu'elle contient, en sorte qu'au moment de la congélation, elle se trouve au-dessus de son premier niveau : elle porte alors le nom de *glace*, qui, suivant M. Blagden, occupe un septième de plus en volume que l'eau li-

quide à zéro : d'où il résulte que la glace doit être plus légère que l'eau liquide.

La *lumière* est en partie réfléchie par l'eau sur laquelle elle tombe : aussi ce liquide peut-il servir jusqu'à un certain point de miroir; la quantité de rayons réfléchis varie suivant le degré d'obliquité sous lequel ils tombent; ceux qui ne sont pas réfléchis et qui tombent obliquement sur l'eau, la traversent et sont réfractés en se rapprochant de la perpendiculaire. L'eau pure n'est point conducteur du *fluide électrique.* Il n'en est pas de même lorsqu'elle contient un peu d'acide ou de sel : dans ce cas, elle le conduit très-bien, et peut même être décomposée en oxigène et en hydrogène. MM. Dieman et Van Troostwick ont opéré cette décomposition au moyen de décharges électriques multipliées; mais elle réussit beaucoup plus facilement à l'aide de la pile voltaïque. *Expérience.* On prend un entonnoir de verre *B* (pl. 9, fig. 54) dont on ferme le sommet du pavillon et du bec avec un bouchon qui offre deux trous à travers lesquels passent deux fils d'or *FO* convenablement recourbés pour comuniquer, l'un avec le pole vitré de la pile, l'autre avec le pole résineux; ces deux fils pénètrent dans l'entonnoir et dépassent le bouchon de trois ou quatre lignes. On recouvre de circ à cacheter la partie interne et la partie externe du bouchon; on met de l'eau dans l'entonnoir jusqu'à la moitié de sa hauteur, puis on place au-dessus des deux fils deux petites cloches *CD* remplies d'eau et renversées; les fluides électriques vitré et résineux ne tardent pas à se dégager de la pile avec laquelle on fait communiquer les fils *FO;* ces fluides traversent l'eau contenue dans l'entonnoir, la décomposent, et il en résulte du gaz oxigène qui se rend à l'extrémité du fil vitré, et du gaz hydrogène qui se porte sur l'autre fil. (*Voy.* pag. 71)

96. Cent mesures d'eau à la température de 18° ther. cent., et à la pression de 28 pouces de mercure, peuvent dissou-

dre 5,6 mesures de gaz *oxigène*, d'après M. Théodore de Saussure; dans le vide, elle ne dissout pas un atome de ce gaz. Si, au lieu de mettre directement en contact l'eau et l'oxigène, on opère la combinaison de ces deux corps d'après le procédé que vient de découvrir M. Thenard (voy. *Préparation de l'eau*, pag. 159), on verra que l'eau peut prendre plus de six fois son volume d'oxigène : le liquide qui en résulte, connu sous le nom d'*eau oxigénée*, jouit de propriétés très-remarquables : 1°. placé dans le vide, il se concentre, et finit par se vaporiser, sans abandonner l'oxigène qu'il contient; 2°. à la température de 100°. therm. centigr., il perd au contraire tout son oxigène, tandis qu'il peut être congelé sans subir la moindre altération; 3°. le peroxide de plomb et surtout l'oxide d'argent le désoxident sur-le-champ, et passent eux-mêmes à l'état métallique ; le dégagement d'oxigène est par conséquent très-considérable, de sorte que l'effervescence est très-vive. L'argent métallique désoxigène ce liquide presqu'aussi bien qu'à l'état d'oxide. (Voy. *Supplément.*)

Le gaz *hydrogène* peut également se dissoudre dans ce liquide; 100 mesures d'eau absorbent, à la même température, 4,6 mesures de ce gaz. Le *bore* placé dans un tuyau de porcelaine *rouge* décompose l'eau, lui enlève l'oxigène, se transforme en acide borique, et il se dégage du gaz hydrogène : du reste, le bore est insoluble dans l'eau. L'action du *carbone* pur sur ce liquide est inconnue. Le *charbon* ordinaire est insoluble dans l'eau ; mais il peut en absorber, et les gaz contenus dans le charbon se dégagent : ce dégagement est d'autant plus marqué que les gaz sont moins solubles dans l'eau. Si l'on fait passer de l'eau en vapeur à travers du charbon rouge, l'eau est décomposée, et il en résulte du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone, et du gaz hydrogène carboné. Cette expérience

peut aussi être faite en plongeant des charbons rouges dans des cloches pleines d'eau et renversées sur la cuve.

Le *phosphore*, mis en contact avec de l'eau distillée parfaitement privée d'air et exposée au soleil pendant une heure, devient rouge et s'oxide, comme nous l'avons déjà dit : suivant M. Vogel, l'eau est décomposée, et l'on obtient, outre l'oxide rouge de phosphore, du gaz hydrogène phosphoré qui reste en dissolution : il ne se forme pas un atome d'acide phosphoreux. Si l'eau dans laquelle on met le phosphore contient de l'air, il se produit, outre ces corps, un acide composé de phosphore et d'oxigène. Si, au lieu de faire cette expérience à la lumière solaire, on couvre avec un papier noir le flacon contenant le phosphore et l'eau distillée qui a bouilli, ce liquide se décompose lentement, et il se forme du gaz hydrogène phosphoré qui reste en dissolution, et un acide composé de phosphore et d'oxigène : le phosphore conserve sa couleur et sa transparence. Lorsqu'on expose à la lumière diffuse un flacon rempli d'eau ordinaire aérée, et contenant du phosphore, celui-ci devient opaque, d'un blanc terreux, et se transforme, suivant quelques chimistes, en oxide blanc : en même temps l'eau devient acide, et il paraît se former un peu d'hydrogène phosphoré; phénomènes faciles à expliquer par la décomposition de l'air contenu dans l'eau et d'une partie de ce liquide.

Le *soufre* est insoluble dans l'eau et n'agit sur elle à aucune température; mais lorsqu'on met ensemble trois grammes de soufre, deux grammes de phosphore et de l'eau, et que l'on chauffe jusqu'à 40° ou 50°, celle-ci se décompose; l'oxigène se porte sur le phosphore pour former de l'acide phosphoreux ou phosphorique qui reste dans la liqueur, et l'hydrogène s'unit au soufre, avec lequel il forme du gaz acide hydro-sulfurique.

97. L'*iode* est à peine soluble dans l'eau, à laquelle il

communique une légère teinte de jaune d'ambre; il la décompose à froid, suivant M. Gay-Lussac, et il se forme d'une part de l'acide *iodique*, et de l'autre de l'acide *hydriodique* : lorsqu'on chauffe le mélange d'eau et d'iode, celui-ci se volatilise au-dessous de 100°, par conséquent avant de fondre. L'eau dissout une fois et demie son volume de *chlore* gazeux à la température de 20° thermomètre centigrade, et à la pression de vingt-huit pouces de mercure : elle porte alors le nom de *chlore liquide* (acide muriatique oxigéné liquide.) Le chlore liquide a l'odeur, la couleur et la saveur du chlore gazeux; comme lui, il détruit les couleurs végétales et animales; exposé à l'action du calorique dans un tuyau de porcelaine, il se décompose; l'hydrogène de l'eau se combine avec le chlore et forme du gaz acide hydro-chlorique, tandis que l'autre principe de l'eau, l'oxigène, se dégage. Cette expérience réussit très-bien en faisant passer à travers un tuyau de porcelaine de l'eau en vapeur et du chlore gazeux, pourvu que le tuyau soit bien rouge, que la vapeur d'eau soit assez abondante, et que le courant de chlore ne soit pas très-rapide. Si au lieu d'accumuler du calorique sur la dissolution de chlore on en soustrait, elle fournit des cristaux lamelleux d'un jaune foncé, même lorsque la température est à 2° + 0° : ces cristaux contiennent plus de chlore et moins d'eau que la solution. La lumière décolore le chlore liquide et agit sur lui comme sur le chlore gazeux humide; il faut donc le conserver à l'abri de cet agent. Si on fait chauffer l'*iode* avec une dissolution de chlore, l'eau est décomposée; son oxigène forme avec l'iode de l'acide iodique, tandis que l'hydrogène transforme le chlore en acide hydro-chlorique.

Le gaz *azote* est presqu'insoluble dans l'eau.

98. L'eau exerce sur l'air une action remarquable; cent mesures absorbent cinq mesures d'air, dont la composition

diffère de celle de l'air atmosphérique : en effet, il est formé de 32 parties de gaz oxigène et de 68 de gaz azote, tandis que dans l'air atmosphérique il n'y a que 21 parties de gaz oxigène; ce phénomène dépend de ce que l'eau dissout plus facilement le gaz oxigène que le gaz azote. *Expérience.* On prend une grande fiole munie d'un bouchon percé pour donner passage à un tube recourbé qui doit se rendre sous une cloche pleine d'eau, et renversée sur la table de la cuve pneumato-chimique; on remplit la fiole et le tube d'eau; on bouche le vase et on le lutte, puis on chauffe graduellement jusqu'à l'ébullition : l'air contenu dans l'eau ne tarde pas à se dégager et à se rendre dans la cloche; on en fait l'analyse après avoir mesuré son volume. (Voy. *Analyse.*) Il est évident que l'air obtenu par ce moyen était tenu en dissolution dans l'eau, puisque la fiole et le tube étaient entièrement remplis par ce liquide; les premières portions dégagées sont moins oxigénées que les dernières, phénomène qui dépend plus de la grande solubilité de l'oxigène que de l'azote. On peut encore démontrer l'existence de l'air dans l'eau, en placant sur la machine pneumatique un vase qui contient une certaine quantité de ce liquide; à mesure qu'on fera le vide, l'air se trouvera moins comprimé et se dégagera de l'eau sous la forme de bulles.

Composition. On prouve par la synthèse (*voy.* § 95) que l'eau est formée de deux parties d'hydrogène et d'une d'oxigène en volume, ou de 88,29 parties d'oxigène et de 11,71 d'hydrogène en poids. On peut encore prouver par l'analyse que telle est la composition de ce liquide, (voy. *Analyse*, à la fin du tome II). Cavendish est le premier chimiste qui ait annoncé ce fait d'une manière positive.

Poids d'un atome d'eau. Ce poids est de 1,125, puisque l'eau est supposée formée d'un atome d'oxigène qui pèse 1, et d'un atome d'hydrogène dont le poids est 0,125.

Préparation de l'eau distillée. Nous avons déjà indiqué

(§. 95) comment on doit s'y prendre pour obtenir de l'eau dans les laboratoires ; il s'agit maintenant de faire connaître les moyens de préparer l'eau distillée parfaitement pure. On place l'eau dans la cucurbite d'un alambic et on la chauffe ; elle ne tarde pas à se réduire en vapeurs ; on rejette environ les $\frac{4}{100}$ qui distillent d'abord, et qui contiennent le plus souvent du sous-carbonate d'ammoniaque volatil, provenant de la décomposition des substances animales qui étaient contenues dans l'eau ; on recueille celle qui se vaporise après ; mais on suspend l'opération lorsqu'il ne reste plus dans la cucurbite qu'environ les $\frac{8}{100}$ du liquide employé : en effet, ce liquide concentré par l'évaporation, renferme des sels qui peuvent réagir les uns sur les autres, et donner quelquefois naissance à des produits volatils ; il peut d'ailleurs contenir des matières animales, qui se décomposeraient si l'on continuait à chauffer, et donneraient des matières volatiles qui altéreraient la pureté de l'eau.

Préparation de l'eau oxigénée. On verse peu à peu de l'eau de baryte (composé d'eau et de baryte) dans l'acide sulfurique oxigéné (composé d'acide sulfurique et d'oxigène) ; on agite ; l'acide sulfurique s'unit à la baryte et donne des flocons blancs qui se précipitent, tandis que l'eau se combine avec l'oxigène de l'acide sulfurique oxigéné, et produit l'eau oxigénée, que l'on sépare du précipité au moyen du filtre. Cette expérience n'est suivie de succès qu'autant que l'on a employé juste la quantité d'acide nécessaire pour saturer toute la baryte. (M. Thenard, *Ann. de Chimie et de Physique*, novembre 1818.)

99. L'eau est potable lorsqu'elle offre les caractères suivans : elle doit être fraîche, vive, limpide, inodore et aérée ; elle doit dissoudre le savon sans former de grumeaux et bien cuire les légumes (1) ; elle ne doit se trou-

(1) Les eaux qui contiennent du plâtre (sulfate de chaux)

bler que très-légèrement par le nitrate d'argent et par l'hydro-chlorate de baryte (1). L'eau distillée est lourde, parce qu'elle est privée d'air et d'une petite portion de sel. L'eau de pluie est celle qui approche le plus de l'état de pureté. M. Chaptal a observé que celle qui accompagne les orages est plus mélangée que celle d'une pluie douce, et que cette dernière devient plus pure pendant la durée de la pluie. L'eau de rivière tient en dissolution plusieurs matières salines, et en particulier des molécules calcaires; celle qui coule dans le sein de la terre forme des incrustations de ces mêmes molécules, tantôt à l'intérieur des canaux qui la reçoivent, tantôt autour des corps organisés qui y sont plongés.

De l'Eau à l'état solide.

100. En parlant de l'action du calorique sur l'eau liquide, nous avons exposé les phénomènes qui précèdent la formation de la glace obtenue par le simple refroidissement de l'eau, page 153; il importe maintenant de faire connaître les causes qui empêchent l'eau liquide à zéro de se solidifier; pour les apprécier, il faut avoir égard au degré de pureté du liquide, et à l'état d'agitation ou de repos dans lequel il se trouve. 1°. Le *degré de pureté*. M. Blagden a remarqué que l'eau distillée que l'on avait fait bouillir peut descendre, sans se congeler, jusqu'à 5°—0 R, et jusqu'à 10—0 si on couvre sa surface d'une couche d'huile; tandis que l'eau distillée qu'on n'a pas fait bouillir ne se

---

ne cuisent pas bien les légumes, et décomposent le savon, comme nous le démontrerons plus tard.

(1) Réactifs dont nous ferons l'histoire : si l'eau est fortement troublée par eux, c'est parce qu'elle contient des hydro-chlorates et des sulfates, sels qui altèrent sa pureté.

conserve liquide que jusqu'à $3\frac{5}{9}$ — o. L'eau non distillée, mais limpide, se solidifie tantôt à $2^{\circ}\frac{1}{2}$—o, tantôt à 2°—0°, tantôt à 1°—0°; enfin celle qui est chargée de particules limoneuses se congèle toujours à zéro. Ce savant a conclu de ces faits que plus l'eau est pure, plus elle peut s'abaisser au-dessous de zéro sans se congeler. On pourra cependant objecter que l'eau ordinaire qui a bouilli se solidifie plus facilement que celle qui n'a point été exposée au feu. M. Blagden répond à cela que si l'eau ordinaire contient du carbonate de chaux en dissolution, comme cela a souvent lieu, ce carbonate se précipite par l'effet de l'ébullition, trouble la transparence de l'eau, qui alors se trouve à-peu-près dans le même cas que l'eau limoneuse, et a une plus grande tendance à se congeler. 2°. Le *repos*. L'influence du repos et de l'agitation sur l'eau prête à se solidifier est connue depuis long-temps. M. Blagden a remarqué qu'en frappant légèrement sur une table avec le fond du vase qui contient l'eau, ou en frottant les parois intérieures de ce vase avec un tube ou avec une plume, l'eau liquide au-dessous de zéro se solidifie sur-le-champ; mais de tous les excitateurs de la congélation, celui qui manque le plus rarement son effet est un petit morceau de cire avec lequel on frotte les parois du vase dans quelques points inférieurs au niveau de l'eau, de manière à faire naître des espèces de vibrations sonores; on voit paraître à l'instant une croûte de glace à l'endroit du vase situé au-dessous de la cire : le mouvement imprimé par l'un ou par l'autre de ces moyens favorise le rapprochement des molécules par les faces qui se conviennent le mieux, et par conséquent la cristallisation. Il est encore un autre moyen de hâter la congélation de l'eau, c'est de la mettre en contact avec un petit morceau de glace, que l'on peut considérer comme un noyau qui attire à lui les molécules aqueuses.

101. La glace pure est transparente, incolore et douée d'une saveur vive ; elle réfracte fortement la lumière, et on peut la faire servir à la construction des lentilles ardentes : sa transparence et sa force de réfrangibilité sont d'autant plus grandes que l'eau d'où elle provient était plus pure ; elle est très-élastique, comme on peut s'en convaincre en la jetant sur un plan, car alors elle se réfléchit; sa dureté et sa ténacité sont très-considérables. Lorsqu'elle est bien cristallisée, elle offre un assortiment d'aiguilles qui ont une grande tendance à se réunir sous l'angle de 120° ou de 60° ; elle est plus légère que l'eau : aussi avons-nous dit que l'eau liquide augmente de volume en passant de 4° + o à l'état solide : ce phénomène ne peut être expliqué sans admettre que la disposition des molécules de la glace est telle qu'elles ne peuvent plus être contenues dans l'espace qui les renferme lorsqu'elles sont liquides ; il faut même supposer que ce changement dans la disposition des parties commence à avoir lieu à 4° + o.

L'augmentation du volume de l'eau qui se solidifie nous permet d'expliquer l'expérience suivante, rapportée par M. Biot. On remplit d'eau un canon de fer épais d'un doigt, on le ferma exactement et on l'exposa à un froid très-vif; douze heures après, on le trouva cassé en deux endroits ; nous pourrions citer un très-grand nombre de faits de ce genre. On avait attribué pendant quelque temps à l'air atmosphérique retenu par l'eau qui se congèle, la cause de cette dilatation ; mais l'expérience prouve que l'eau qui a bouilli, et qui par conséquent est privée d'air, occupe un plus grand espace à l'état solide qu'à l'état liquide. Exposée à l'air, la glace s'évapore.

Les *usages* de l'eau solide, liquide et à l'état de vapeur sont tellement nombreux et si généralement connus, que nous croyons inutile de les énumérer.

De l'eau considérée sous le rapport médical. Nous nous

bornerons à donner quelques aperçus sur les bains d'eau douce. *Bains froids* de 0° à 19° thermomètre centigrade. En entrant dans l'eau très-froide on éprouve un saisissement universel plus ou moins désagréable, un tremblement général et un resserrement spasmodique de la peau : celle-ci, d'abord pâle, devient d'un rouge livide; elle offre des aspérités ; les bulbes des poils se montrent à travers l'épiderme, en sorte que la peau ressemble à de la chair de poule ; la respiration, d'abord pénible, fréquente et courte, se ralentit quelques instans après ; le pouls est précipité au moment de l'immersion ; mais il ne tarde pas à devenir plus lent et plus petit ; la transpiration est supprimée; la sécrétion de l'urine augmente; on entend un claquement des mâchoires; les individus faibles éprouvent en outre des crampes, des engourdissemens, de la pesanteur de tête; enfin les lèvres se décolorent, l'engourdissement devient général, et la mort peut être le résultat de l'administration d'un bain froid trop prolongé. Si ce bain est de peu de durée, il jouit, en général, d'une vertu tonique ; si son action se prolonge davantage, il détermine une sédation plus ou moins forte du système nerveux et le ralentissement de la circulation. On l'a employé avec succès, 1° pour prévenir ou pour détruire les épanchemens séreux dans la fièvre cérébrale ; 2° dans le typhus ; 3° Samoïlowits s'est servi de la glace en friction dans la peste de Moscou ; 4° dans certaines douleurs de tête opiniâtres et sans inflammation ; 5° dans plusieurs maladies nerveuses, telles que la manie, l'hypochondrie, l'hystérie ; 6° dans quelques cas de débilité générale ; 7° enfin dans certains spasmes, et dans quelques maladies convulsives qui sont l'écueil des praticiens. Le corps peut être mis en contact avec l'eau froide par des moyens différens que le médecin varie suivant les circonstances : ces moyens sont l'immersion, l'affusion, les

douches, et des serviettes contenant de la glace, que l'on applique plus particulièrement sur la tête, sous la forme de bandeau.

Bains tièdes de 30° à 36° thermomètre centigrade. Parmi les effets produits par les bains tièdes, les plus remarquables sont le ralentissement de la circulation et de la respiration, la plus grande activité de l'absorption cutanée, de la perspiration et de la sécrétion de l'urine. On emploie les bains tièdes locaux ou généraux dans les phlegmasies des reins, de la vessie, du péritoine, de la plèvre et des poumons, 2° dans les phlegmasies chroniques de la peau, telles que les dartres, la gale, etc.; 3° pour faciliter l'éruption de la petite-vérole; 4° comme un des meilleurs anti-spasmodiques dans une infinité de maladies nerveuses; 5° dans les douleurs des voies urinaires occasionnées par des calculs de vessie, la gonorrhée, etc.

Bains chauds au-dessus de 36° thermomètre centigrade. Les effets produits par cette espèce de bain ont le plus grand rapport avec ceux que détermine le calorique lorsqu'il est appliqué sur toute la surface du corps (*voyez* § 47): ce bain est en effet un irritant très-actif et un puissant sudorifique; il peut déterminer la mort, 1° par apoplexie, 2° par les troubles du cœur, 3° par brûlure. Le bain chaud général n'est guère employé en médecine; on en fait usage cependant pour favoriser certaines éruptions à la peau et dans quelques engorgemens chroniques. Il n'en est pas de même du bain chaud partiel, connu sous le nom de *pédiluve* ou bain de pied, dont les succès autorisent chaque jour davantage l'emploi. Les pédiluves simples, ou ceux qui sont rendus plus irritans par l'addition de la moutarde, d'une certaine quantité de sel commun ou d'acide hydro-chlorique (muriatique), sont recommandés, 1° dans tous les cas où il faut rappeler aux

extrémités inférieures la *goutte*, qui s'est déplacée et portée sur quelqu'un des organes essentiels ; 2° lorsqu'il faut opérer une dérivation, comme dans certains maux de tête, de gorge, dans quelques cas de suppression des règles qui ne dépend pas d'un engorgement sanguin de la matrice, etc.

Bains de vapeurs. Ces bains peuvent être rangés parmi les médicamens sudorifiques les plus énergiques : aussi les emploie-t-on avec succès pour augmenter la transpiration cutanée ; ils sont utiles dans les maladies cutanées chroniques, dans certains cas d'endurcissement de la peau, dans les scrophules indolens, dans quelques engourdissemens des membres, dans certains rhumatismes chroniques, etc.

2°. *Du Gaz oxide de carbone.*

102. L'oxide de carbone est un produit de l'art ; jusqu'à présent il n'a été obtenu qu'à l'état gazeux : il est incolore, transparent, élastique, insipide, sans action sur l'*infusum* de tournesol et plus léger que l'air; sa pesanteur spécifique est de 0,9569. Il n'est décomposé ni par le *calorique*, ni par la *lumière*, ni par le *fluide électrique*.

103. Le gaz *oxigène* n'a d'action sur lui qu'à une température rouge : que l'on fasse passer un courant de fluide électrique à travers un mélange de 100 parties de gaz oxide de carbone et de 50 parties de gaz oxigène en volume, placé dans l'eudiomètre à mercure, on obtiendra 100 parties de gaz acide carbonique; d'où il suit que les deux gaz ont été condensés. Le gaz *hydrogène* ne le décompose point; l'action qu'exercent sur lui le *bore* et le *carbone pur* est inconnue. Le *charbon* ordinaire ne lui fait éprouver aucune altération; cependant une mesure de charbon de buis peut en absorber 9,42 mesures Il n'est décomposé ni par le *phosphore*, ni par le *soufre*, ni par l'*iode*.

104. Le *chlore* gazeux exerce une action remarquable sur le gaz oxide de carbone : on prend un ballon d'une capacité déterminée, on y fait le vide, et on y introduit successivement parties égales de ces deux gaz parfaitement secs; on bouche le ballon et on l'expose au soleil ; quinze ou vingt minutes après, l'expérience étant terminée, on débouche le ballon dans une cuve à mercure, et l'on remarque que le métal pénètre dans l'intérieur et remplit la moitié de la capacité du ballon : donc, par l'action que les gaz ont exercée l'un sur l'autre, leur volume a été diminué de moitié, et la pesanteur spécifique du produit doit être très-considérable. Ce gaz, découvert par le docteur John Davy, qui l'a appelé *phosgène* (engendré par la lumière), est nommé par quelques chimistes français *gaz acide chlor-oxi-carbonique*, et par d'autres *chlorure d'oxide de carbone*; il est incolore et doué d'une odeur suffocante ; il irrite la conjonctive et augmente la sécrétion des larmes, il éteint les corps enflammés ; sa pesanteur spécifique est de 3,3894 ; il rougit fortement la teinture de tournesol. Il n'est point décomposé par les corps simples étudiés précédemment. L'étain, le zinc, etc., lui enlèvent le chlore à une température élevée, forment des chlorures (muriates secs), et le gaz oxide de carbone est mis à nu ; il ne répand point de vapeurs à l'air ; mis en contact avec l'eau, il est décomposé, même à la température ordinaire ; en effet, le chlore s'unit à l'hydrogène de l'eau et donne naissance à de l'acide hydro-chlorique (muriatique) ; tandis que l'oxide de carbone, saturé par l'oxigène de l'eau, passe à l'état d'acide carbonique.

L'*azote* n'agit point sur le gaz oxide de carbone.

Propriété essentielle. 1°. Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'ouverture d'une cloche remplie de ce gaz, et exposée à l'air atmosphérique, il absorbe l'oxigène de celui-ci, brûle avec une flamme bleue et se change en gaz

acide carbonique : aussi l'eau de chaux versée dans la cloche après la combustion est-elle troublée. 2°. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau. Il a été découvert par Cruicksanck en Angleterre, et par MM. Clément et Désormes en France. Il est sans *usages*. Injecté dans les veines, il brunit beaucoup plus le sang que le gaz acide carbonique ; il asphyxie les animaux qui le respirent.

Composition. Nous avons dit, § 103, qu'un volume d'oxide de carbone, combiné avec $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène, produit 1 volume de gaz carbonique : or, dans un volume de gaz acide carbonique, on trouve 1 volume de vapeur de carbone et un volume de gaz oxigène : donc, dans un volume de gaz oxide de carbone, il doit y avoir 1 *volume de vapeur de carbone, et* $\frac{1}{2}$ *volume de gaz oxigène ;* ce qui équivaut en poids à 100 parties d'oxigène et à 75,38 de carbone. On obtient un résultat analogue en calculant sa composition d'après la théorie atomistique de M. Dalton : en effet, l'oxide de carbone consiste en un atome d'oxigène uni à un atome de carbone : or, l'atome d'oxigène pèse 1, et celui de carbone pèse 0,75, ce qui donne, en multipliant les deux nombres par 100 : 100 d'oxigène et 75 de carbone. Le *poids de l'atome de gaz* oxide de carbone est de 1,75.

Préparation. 1°. On remplit presque une cornue de grès d'un mélange de parties égales de carbonate de protoxide de barium et de limaille de fer parfaitement desséchés ; on adapte au col de la cornue un tube recourbé propre à recueillir le gaz ; on lute et on chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge cerise : à cette température, le gaz oxide de carbone ne tarde pas à se dégager. On néglige de recueillir les premières portions, qui sont mêlées d'air. A la fin de l'opération, on trouve dans la cornue un composé de fer oxidé et de protoxide de barium : l'acide carbonique a donc été décomposé par la limaille de fer rouge, et trans-

formé en oxigène qui s'est uni au fer et en gaz oxide de carbone très-pur. 2°. On chauffe ensemble, dans un appareil analogue au précédent, parties égales d'oxide de zinc et de charbon parfaitement calciné, et l'on obtient du gaz oxide de carbone, du zinc métallique, qui se sublime et se condense dans le col de la cornue, et un peu d'acide carbonique : ce dernier gaz est absorbé par l'eau, et l'oxide de carbone passe sous les cloches ; mais il contient un peu de gaz hydrogène carboné, provenant de l'hydrogène que renferme le charbon ordinaire ; du reste, la théorie de l'opération est fort simple : l'oxide de zinc ne peut être décomposé par le charbon qu'à une chaleur rouge, parce que ses élémens tiennent fortement entre eux ; le charbon, à cette température, s'empare de l'oxigène, et passe principalement à l'état d'oxide de carbone; il ne peut pas se former beaucoup d'acide, car nous verrons que cet acide est décomposé par le charbon rouge, et transformé en gaz oxide de carbone. (*Voy.* § 119.) 3°. Si l'on fait passer peu à peu du gaz acide carbonique desséché sur du charbon rouge parfaitement calciné, et contenu dans un tube de fer traversant un fourneau à réverbère, ce gaz sera décomposé, cédera une portion de son oxigène au charbon, le fera passer, et passera lui-même à l'état de gaz oxide de carbone ; mais l'opération ne peut avoir un plein succès qu'autant que le gaz acide carbonique passe à plusieurs reprises sur le charbon. (*Voy.*, pl. 10, fig. 59, l'appareil inventé par M. Barruel) : *A* est le flacon où l'on dégage le gaz acide carbonique ; *C* le cylindre presque rempli de fragmens de chlorure de calcium avide d'humidité ; *F* un fourneau à réverbère dans lequel sont placés trois canons de fusil, $x\,x'x''$, contenant le charbon, et communiquant entre eux par des tubes de verre *dd ; m* le tube qui porte le gaz acide carbonique dans le premier canon x'; enfin, *t t* le tube recourbé par lequel sort le gaz oxide de carbone produit.

3°. *De l'Oxide rouge de phosphore.*

105. Cet oxide de phosphore est constamment un produit de l'art ; il est d'un rouge foncé ; sa pesanteur spécifique est inférieure à celle du phosphore ; il est beaucoup moins fusible que ce corps, car il exige, pour sa fusion, une température bien au-dessus de 100° thermomètre centigrade ; il est insoluble dans le carbure de soufre, tandis que le phosphore s'y dissout rapidement. (*Voy.* pag. 119.) Il n'est point lumineux lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, et il ne s'enflamme pas au-dessous de la température de l'eau bouillante ; chauffé dans une capsule de platine, il absorbe lentement l'oxigène de l'air, produit une belle flamme jaunâtre ; mais il cesse d'être lumineux aussitôt qu'on retire la capsule du feu.

Préparation. On l'obtient en enflammant du phosphore dans de l'air en excès ; il se forme, outre l'acide phosphorique, qui se volatilise sous la forme de vapeurs blanches concrètes, de l'oxide rouge, qui reste dans la petite capsule où l'on a fait l'opération ; on le lave pour le priver de l'acide phosphorique qu'il pourrait contenir.

Plusieurs chimistes regardent comme un oxide blanc de phosphore la croûte blanche terne qui recouvre les cylindres de phosphore que l'on a laissés pendant quelque temps dans l'eau aérée et à la lumière. L'expérience n'a pas encore prononcé sur la véritable nature de cette matière, considérée par quelques savans comme du phosphore divisé, et, par d'autres, comme du phosphore combiné avec l'eau. M. Thomson admet également un oxide blanc que l'on obtient en faisant chauffer un peu de phosphore à la chaleur de l'eau bouillante, dans un tube de verre long et étroit : il se dégage une vapeur qui n'est autre chose que cet oxide.

Composition de l'oxide de phosphore. Indéterminée.

4°. *Du Protoxide de Chlore.*

106. Cet oxide n'existe dans la nature ni libre ni combiné ; il est désigné dans différens ouvrages sous les noms d'*euchlorine*, d'*oxide de chlore* et d'*acide muriatique suroxigéné*. Obtenu par l'art, il se présente sous la forme d'un gaz d'une couleur jaune verdâtre très-foncée qui le *caractérise*, doué d'une odeur qui tient en partie de celle du chlore et du sucre brûlé ; il rougit l'*infusum* de tournesol ; mais il ne tarde pas à en détruire la couleur : sa pesanteur spécifique est de 2,41744.

107. *Propriété essentielle.* Le calorique le décompose et le transforme en chlore et en gaz oxigène ; ce phénomène a lieu avec détonnation et à une température très-basse ; la chaleur de la main suffit quelquefois pour le produire ; 100 parties de ce gaz décomposé donnent 80 parties de chlore et 40 parties de gaz oxigène ; d'où il résulte que son volume est moindre que celui des gaz qui entrent dans sa composition.

108. Le gaz protoxide de chlore est décomposé lorsqu'on en fait détonner une partie avec deux parties de gaz *hydrogène;* celui-ci s'empare de son oxigène pour former de l'eau ; tandis que le chlore, s'unissant à une autre portion d'hydrogène, donne naissance à de l'acide hydro-chlorique. L'action du *bore* sur ce gaz est inconnue. Le *charbon* rouge lui enlève l'oxigène et ne tarde pas à s'éteindre : il en résulte du chlore et du gaz acide carbonique. Le *phosphore* s'empare aussi de son oxigène avec explosion et avec un grand dégagement de lumière ; il se forme de l'acide phosphorique et du chlorure de phosphore (chlore et phosphore). Le *soufre* plongé dans ce gaz ne produit d'abord aucun phénomène ; mais tout-à-coup l'action la plus violente se manifeste, et il y a formation de gaz acide sulfureux et de chlorure de soufre (chlore et soufre).

L'*iode* le décompose, même à froid, s'empare de son oxigène, passe à l'état d'acide iodique anhydre blanc; et le chlore, en se combinant avec une portion d'iode, forme un composé orangé volatil. Le *chlore* n'exerce sur lui aucune action. L'*eau*, à la température de 20° et à la pression de 28 pouces, peut dissoudre huit à dix fois son volume de ce gaz; le *solutum* constitue le protoxide de chlore liquide. Il est probable que les acides *sulfureux* et *phosphoreux* dissous dans l'eau passent à l'état d'acide sulfurique et phosphorique, au moyen de l'oxigène de cet oxide.

La possibilité d'obtenir le protoxide de chlore avec les chlorates (muriates suroxigénés) avait été pressentie par M. Berthollet; mais c'est M. Davy qui l'a préparé le premier.

Composition. Il est composé de deux volumes de chlore et d'un volume d'oxigène (*voyez* § 107); ou, ce qui revient au même, en prenant les densités de ces gaz, de 100 parties de chlore et de 22,78 d'oxigène. Si on le suppose formé d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, et d'un atome d'oxigène, qui pèse 1, on le trouvera composé de 100 de chlore et de 22,22 d'oxigène.

Poids d'un atome de protoxide de chlore. Il est de 5,5, somme du poids des deux atomes d'oxigène et de chlore qui entrent dans sa composition.

Préparation. On met dans une petite fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, 2 parties de chlorate de potasse solide (composé de potasse et d'acide chlorique), et une partie d'acide hydro-chlorique liquide étendu de 3 à 4 parties d'eau; on chauffe lentement, et l'on obtient 1° un mélange de gaz *protoxide de chlore* et de *chlore*, que l'on recueille dans des cloches remplies de mercure; 2° de l'eau; 3° de l'*hydro-chlorate de potasse* qui reste dans la fiole.

Théorie. L'acide hydro-chlorique décompose le chlorate de potasse et met l'acide chlorique à nu : une partie de cet acide hydro-chlorique s'unit à la potasse et forme de l'*hydro-chlorate de potasse;* tandis qu'une autre portion de cet acide réagit sur l'acide chlorique dégagé du chlorate : cette réaction est telle, que les deux acides sont décomposés ; une grande partie de l'oxigène de l'acide chlorique se combine avec l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique, et forme de l'*eau;* le *chlore* de cet acide est mis à nu, et se dégage avec le *protoxide de chlore* provenant de la décomposition de l'acide chlorique. On sépare facilement ces deux gaz en laissant le mélange sur le mercure ; le chlore se combine avec le métal, tandis que le protoxide reste à l'état de gaz.

5°. *Du Deutoxide de Chlore.*

109. Le gaz deutoxide de chlore a été découvert dans ces derniers temps, et à-peu-près à la même époque, par M. H. Davy et par M. le comte Stadion. Il ne se trouve point dans la nature ; il a une couleur verte jaunâtre plus brillante que celle du protoxide ; son odeur est aromatique, et nullement semblable à celle du chlore ; sa pesanteur spécifique est de 2,3144. Il détruit les couleurs bleues végétales humides, sans les rougir préalablement.

Propriétés essentielles. 1°. Soumis à l'action d'une température de 100° therm. cent., il se décompose, détonne avec la plus grande violence, et devient lumineux : les résultats de cette décomposition sont, d'après MM. Davy et Gay-Lussac, 2 volumes d'oxigène et 1 volume de chlore. 2°. Le phosphore brûle avec un grand éclat et avec détonnation, lorsqu'on l'introduit dans ce gaz, même à la température ordinaire. 3°. Il n'agit sur aucun autre corps simple à froid, ce qui le distingue du protoxide de chlore,

dont l'action sur le soufre est très-vive à la température ordinaire. 4°. Il n'attaque point le mercure. 5°. L'eau peut en absorber plus de sept fois son volume. Il est sans usages.

Composition. Il est formé d'un volume d'oxigène et d'un demi-volume de chlore condensés en un seul ; ou, ce qui revient au même, en prenant les densités de ces gaz, de 100 parties de chlore et de 91,14 d'oxigène en poids. Si on le suppose formé d'un atome de chlore et de 4 atomes d'oxigène, on le trouvera composé de 100 de chlore et de 88,88 d'oxigène (Thomson.) (1).

Poids d'un atome de gaz deutoxide de chlore. Il est de 8,5, somme du poids d'un atome de chlore et de 4 atomes d'oxigène.

Préparation. On prend *tout au plus* 3 grammes de chlorate de potasse pulvérisé ; on le mêle avec la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour former une pâte sèche, de couleur orangée : l'acide doit être étendu d'une demi-partie d'eau ; on opère ce mélange à l'aide d'une spatule de platine ; on l'introduit alors dans une petite cornue de verre dont on plonge la panse dans un bain-marie ; on la laisse pendant quelque temps, et on a soin de ne point porter l'eau à la température de l'ébullition : sans cette précaution, on s'exposerait aux plus grands dangers. Le

---

(1) Si la composition indiquée par M. Thomson, d'après la théorie des atomes, ne correspond pas exactement à celle que nous donnons d'après les volumes et les densités, cela tient à ce que M. Thomson admet que la densité du chlore est 2,500 et celle de l'oxigène 1,111 : en calculant d'après ces nombres, on trouve que le deutoxide de chlore est formé de 100 de chlore et de 88,88 d'oxigène. Nous ferons la même remarque pour la composition atomistique du protoxide de chlore (pag. 171).

gaz ne tarde pas à se dégager ; on le recueille dans des cloches disposées sur la cuve à mercure : il est mêlé avec $\frac{1}{20}$ d'oxigène.

Théorie. Le chlorate de potasse, formé d'acide chlorique et de potasse, est décomposé par l'acide sulfurique, qui s'empare de la potasse et met l'acide chlorique à nu ; celui-ci se transforme en deutoxide de chlore et en oxigène ; une partie de cet oxigène se dégage ; une autre portion s'unit avec de l'acide chlorique non décomposé, et forme de l'acide chlorique oxigéné qui reste combiné avec la potasse à l'état de chlorate oxigéné de potasse.

6°. *Du Protoxide d'azote (oxidule d'azote).*

110. Le protoxide d'azote est un produit de l'art ; il est ordinairement à l'état de gaz : cependant on peut le dissoudre dans l'eau et l'avoir liquide. Le protoxide d'azote gazeux est incolore et inodore ; il a une saveur donceâtre ; sa pesanteur spécifique est de 1,5204. Il est décomposé par le *calorique* et par le fluide *électrique,* qui le changent en azote et en deutoxide d'azote. Il est sans action sur le *gaz oxigène :* néanmoins lorsqu'on fait passer un mélange de ces deux gaz à travers un tuyau de porcelaine rouge, on observe que le protoxide est décomposé par le calorique comme s'il eût été seul ; et alors le deutoxide d'azote résultant s'unit avec l'oxigène pour former de l'acide nitreux. Si on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange de protoxide d'azote et de gaz *hydrogène* contenu dans un eudiomètre à mercure, l'oxigène du protoxide se combine avec l'hydrogène, forme de l'eau, et l'azote est mis à nu ; il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *bore* s'empare de l'oxigène du protoxide d'azote, pourvu que la température soit élevée ; il se forme de l'acide borique, et l'azote est mis à nu. On ne connaît point l'action du *car-*

bone pur sur ce gaz. Le *charbon* rouge et éteint dans le mercure l'absorbe, et le décompose en partie en lui enlevant son oxigène; en sorte qu'on peut retirer de ce charbon du gaz acide carbonique, du gaz azote et du protoxide d'azote non décomposé; la décomposition du gaz est complète si on le met en contact avec du charbon rouge; il se forme du gaz acide carbonique et il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *phosphore* allumé enlève presque tout l'oxigène au protoxide d'azote, passe à l'état d'acide phosphorique, et il se dégage aussi beaucoup de calorique et de lumière; tandis que le phosphore fondu et non enflammé n'agit point sur lui. Le *soufre*, fondu et enflammé par le moyen du gaz oxigène, décompose le protoxide d'azote, se transforme en gaz acide sulfureux et met l'azote à nu; il n'y a pas un plus grand dégagement de calorique et de lumière que lorsque le soufre fondu est en contact avec l'air. L'*iode*, le *chlore* et l'*azote* n'exercent aucune action sur ce gaz. L'air *atmosphérique* agit sur lui comme le gaz oxigène. Cent mesures d'*eau* bouillie peuvent absorber 77 mesures de ce gaz à la température de 18°.

Propriétés essentielles. 1°. Lorsqu'on plonge dans une cloche remplie de gaz protoxide d'azote une bougie qui présente quelques points en ignition, elle se rallume avec éclat; le gaz est décomposé, et l'azote est mis à nu; 2°. il a la faculté de se dissoudre dans l'eau.

Le protoxide d'azote a été découvert par Priestley en 1772. Il est sans usages. On a souvent remarqué chez les individus qui l'ont respiré un rire insolite et une gaîté extraordinaire qui lui ont fait donner le nom de gaz *hilariant;* mais souvent aussi il a déterminé chez d'autres individus des vertiges, la céphalalgie, la syncope, etc.; et il finirait par asphyxier si on continuait à le respirer pendant quelques minutes.

Composition. Un volume de gaz protoxide d'azote est

formé d'un volume d'azote et de $\frac{1}{2}$ volume d'oxigène, condensés en un seul (1); ou, ce qui revient au même, de 100 parties d'azote et de 56,93 d'oxigène en poids. En calculant sa composition d'après la théorie atomistique, on trouve 100 d'azote et 57,14 d'oxigène : en effet, il est formé d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, et d'un atome d'azote, qui pèse 1,75.

Poids d'un atome de protoxide d'azote. Il est de 2,75, somme du poids des atomes qui le constituent.

Extraction. On chauffe graduellement du nitrate d'ammoniaque dans une petite cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé, et l'on obtient de l'eau et du gaz protoxide d'azote. (*Voyez Nitrate d'ammoniaque.*)

Théorie. Nous pouvons représenter les élémens de ce sel par :

Oxigène	+ oxigène + azote =	(acide nitrique).
Hydrogène	+ azote =	(ammoniaque).
Eau	Gaz protoxide d'azote.	

La majeure partie de l'oxigène de l'acide nitrique s'empare de l'hydrogène de l'ammoniaque, forme de l'eau; tandis que les deux quantités d'azote appartenant à l'acide et à

(1) On prouve ce fait à l'aide de l'expérience suivante : on fait chauffer 100 parties de ce gaz en volume, avec du sulfure de baryte qui en absorbe tout l'oxigène; il reste 100 parties d'azote. Maintenant si l'on veut connaître la quantité d'oxigène qui a été absorbé par le sulfure, on n'a qu'à retrancher

de 1,5204, densité du protoxide d'azote,
— 0,9691, densité de l'azote;

la différence = 0,5513 représentera l'oxigène contenu dans un volume de protoxide : or, ce nombre est, à quatre dix millièmes près, la moitié de la densité du gaz oxigène.

l'ammoniaque s'unissent avec l'autre portion d'oxigène de l'acide nitrique, et donnent naissance à du gaz protoxide d'azote, qui paraît pourtant contenir un peu d'azote, de deutoxide d'azote et de gaz acide nitreux.

7°. *Du Deutoxide d'azote (gaz nitreux).*

111. Le deutoxide d'azote est toujours un produit de l'art; il est constamment à l'état de gaz; il est incolore, transparent, élastique et plus pesant que l'air; sa pesanteur spécifique est de 1,0388; il ne rougit point l'*infusum* de tournesol; il éteint tous les corps enflammés, excepté le phosphore; on ne sait pas s'il est odorant.

Si on le fait passer à travers un tube de verre dépoli dans lequel on ait mis préalablement des fils de platine afin d'augmenter la surface, il est décomposé et transformé en gaz azote et en gaz acide nitreux si la température du tube est *rouge*; le poids du platine n'augmente pas (M. Gay-Lussac). Il est également décomposé par le fluide *électrique* lorsqu'il est placé sur le mercure; l'oxigène se porte sur le métal et l'azote est mis à nu.

112. Uni avec la moitié de son volume de gaz *oxigène* bien sec, il se transforme en acide nitreux liquide si la température est à 20°—0; il se produit, au contraire, une vapeur rouge d'acide nitreux si l'on agit à la température ordinaire : cette dernière expérience ne saurait être faite dans des cloches placées sur l'eau ou sur le mercure, car l'eau dissout l'acide nitreux à mesure qu'il se forme, et le mercure le décompose. On prend un grand ballon en cristal dont la capacité est connue, et dont le col est muni d'un robinet également en cristal; on en retire l'air au moyen de la machine pneumatique; on introduit dans une cloche graduée pleine de mercure, et renversée sur la cuve hy-

drargiro-pneumatique, assez de gaz oxigène pour pouvoir remplir la moitié du ballon; la partie supérieure de cette cloche se trouve disposée de manière à ce que le ballon puisse y être vissé; elle offre en outre un robinet; on visse le ballon sur la cloche, et on ouvre les robinets pour que le gaz oxigène passe dans le ballon; ceci étant fait, on ferme les robinets et on introduit dans la cloche, qui se trouve de nouveau remplie de mercure, quatre ou cinq fois autant de deutoxide d'azote sec que l'on a employé de gaz oxigène; on rouvre les robinets d'une très-petite quantité, et aussitôt on aperçoit des vapeurs rouges formées par l'union du gaz oxigène avec le deutoxide d'azote qui a pénétré dans le ballon : à mesure que ce phénomène se produit, le mercure monte dans la cloche en vertu de la pesanteur de l'atmosphère; mais il cesse de s'élever dès l'instant où l'oxigène du ballon est saturé de deutoxide d'azote; alors on ferme les robinets; on mesure le deutoxide d'azote qui reste dans la cloche, pour savoir combien il y en a eu d'absorbé. Si au lieu d'agir ainsi on met 133 parties de gaz deutoxide d'azote en contact avec un excès de gaz oxigène sur l'eau, il y a absorption de 100 parties de gaz oxigène et formation d'acide azotique (nitrique) soluble dans l'eau.

113. Le gaz *hydrogène* n'agit point sur le deutoxide d'azote à une chaleur rouge cerise; mais si l'on ajoute au mélange une assez grande quantité de gaz protoxide d'azote et qu'on l'électrise, la décomposition a lieu. L'action du *bore* et du *carbone* pur sur ce gaz est inconnue. Il est décomposé par le *charbon* rouge; son oxigène forme avec ce corps simple du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone, et l'azote est mis à nu. Le *phosphore* enflammé absorbe l'oxigène de ce gaz et passe à l'état d'acide phosphorique; il y a dégagement de calorique et de beaucoup de lumière. Le *soufre* allumé s'éteint dans le gaz deutoxide

d'azote. L'*iode* et l'*azote* ne se combinent pas avec lui. Il en est de même du *chlore* gazeux si les deux gaz sont parfaitement secs ; mais s'ils contiennent de l'eau, celle-ci est décomposée ; le chlore s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que le deutoxide d'azote s'unit avec l'oxigène et passe à l'état d'acide azoteux ou nitreux.

Propriété essentielle. L'*air atmospherique* agit sur lui comme le gaz oxigène; il le fait passer à l'état d'acide azoteux (nitreux) rougeâtre et odorant : plusieurs chimistes ont attribué à tort cette odeur au deutoxide d'azote, tandis qu'elle appartient à l'acide qui se forme.

Cent mesures d'*eau* bouillie absorbent, suivant M. Davy, 11,8 mesures de ce gaz. Il a été découvert par Hales. Il est employé pour faire l'analyse de l'air. Il asphyxie sur-le-champ les animaux qui le respirent ; mais c'est au gaz acide nitreux que l'on doit attribuer les effets que détermine la respiration du gaz deutoxide d'azote toutes les fois qu'il a été mêlé avec l'air.

Composition. Un volume de gaz deutoxide d'azote est formé d'un volume d'azote et d'un volume d'oxigène (1), ou, ce qui revient au même, de 100 parties d'azote et de 113,88 d'oxigène en poids. En calculant sa composition d'après la théorie atomistique, et en supposant qu'il est formé d'un atome d'azote qui pèse 1,75 et de 2 atomes d'oxigène dont le poids est 2, on trouve 100 d'azote et 114,288 d'oxigène, nombres qui diffèrent à peine des précédens.

Poids d'un atome de gaz deutoxide d'azote. Il est de 3,75, somme du poids de deux atomes d'oxigène et d'un atome d'azote dont il est composé.

---

(1) On démontre ce fait à l'aide du sulfure de baryte, comme nous l'avons dit en parlant du protoxide d'azote. (*Voy.* p. 176.)

Extraction. (*Voy.* planche 10, fig. 60.) On verse par une des tubulures d'un flacon bitubulé *A*, contenant de la tournure de cuivre, de l'acide nitrique étendu de son volume d'eau, et l'on obtient sur-le-champ du gaz nitreux qui se dégage par le tube recourbé *r*, et va se rendre sous des cloches pleines d'eau. Il faut négliger de recueillir les premières portions, qui sont mêlées d'air et de gaz acide nitreux rouge; il reste dans le flacon du deuto-nitrate de cuivre bleu; d'où il suit qu'une portion de l'acide nitrique a été décomposée en oxigène et en gaz nitreux ou deutoxide d'azote. (Voyez *Acide nitrique*, § 143.)

Théorie. On peut représenter l'acide nitrique par :

Acide nitrique + (oxigène + gaz deutoxide d'azote).
Cuivre.

Acide nitrique + oxide de cuivre.

Le métal décompose une portion d'acide nitrique, s'empare de son oxigène, et l'oxide formé se combine avec l'acide nitrique non décomposé, tandis que le gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux) provenant de la portion d'acide décomposée se dégage, absorbe l'oxigène de l'air, et passe à l'état de gaz acide nitreux jaune-orangé (vapeur nitreuse).

ARTICLE IV.

Des Acides composés d'oxigène et d'un des corps simples précédemment étudiés.

114. On donne le nom d'*acide* à une substance solide, liquide ou gazeuse, douée *en général* d'une saveur aigre, de la propriété de faire disparaître en tout ou en partie les caractères de certains oxides appelés *alcalis*, de la faculté de rougir l'*infusum* bleu de tournesol et la teinture

de violette, ainsi que de jaunir ou de rougir l'hématine. Il y a des substances regardées comme acides qui pourtant ne jouissent pas de tous ces caractères; cependant il n'en est aucune qui ne puisse se combiner avec les alcalis. En général, les chimistes regardent le tournesol comme le réactif des acides; cette teinture est, en effet, composée d'une couleur rouge et de sous-carbonate de potasse que l'on peut regarder comme un alcali: or, l'acide s'empare de l'alcali et met la couleur rouge à nu.

Tous les acides ont la plus grande tendance à se porter vers les surfaces électrisées vitreusement; ceux qui sont formés par l'oxigène et par un corps simple sont décomposés par la pile voltaïque; l'oxigène se porte au pole vitré, et le corps simple au pole résineux. Ils sont presque tous solubles dans l'eau; ils peuvent se combiner avec un plus ou moins grand nombre d'oxides métalliques et donner naissance à des sels.

Il n'y a pas encore long-temps que les chimistes, pensant que l'oxigène entrait dans la composition de tous les acides, le regardaient comme le seul principe acidifiant. Cette opinion n'est plus admissible depuis que l'existence d'un certain nombre d'acides sans oxigène est parfaitement établie. Ces acides sans oxigène sont au nombre de sept; cinq d'entre eux sont formés par l'hydrogène et par un ou deux corps simples: tels sont les acides hydro-chlorique, hydriodique, hydro-sulfurique, hydro-phtorique (fluorique) et hydro-cyanique (prussique); les deux autres sont composés l'un de phtore et de bore, et l'autre de phtore et de silicium.

Mais peut-on regarder actuellement comme seuls principes acidifians l'oxigène, l'hydrogène et le *phtore*, les deux premiers parce qu'ils entrent dans la composition d'un très-grand nombre d'acides, et le dernier parce qu'il en forme deux? Nous croyons que la dénomination de

principe acidifiant est inutile, et doit être rejetée parce qu'elle peut induire en erreur. Il suffit de la plus légère attention pour voir que, lorsque deux, trois ou quatre corps simples se réunissent pour former un acide, celui-ci ne doit pas ses propriétés à un de ses élémens exclusivement; elles résultent de la réunion de tous, et de la manière dont les molécules sont arrangées.

Les acides dont nous devons nous occuper dans cet article sont au nombre de dix-huit, savoir : les acides borique, carbonique, hypo-phosphoreux, phosphoreux, phosphatique, phosphorique, phosphorique oxigéné, hypo-sulfureux, sulfureux, sulfurique, sulfurique oxigéné, iodique, chlorique, chlorique oxigéné, hypo-nitreux, nitreux, nitrique et nitrique oxigéné.

Action des Acides sur l'économie animale.

115. Les acides affaiblis doivent être considérés comme des toniques qui, loin d'augmenter la température organique comme les huiles volatiles, donnent lieu à un sentiment de fraîcheur générale; ils sont en outre anti-putrides et astringens. Administrés convenablement, ils ralentissent la circulation, étanchent la soif, augmentent la sécrétion de l'urine et le ton de l'estomac : cependant les individus qui en abusent éprouvent des symptômes fâcheux, tels que la destruction de l'émail des dents, un sentiment de constriction et d'âcreté dans la gorge, la cardialgie, la toux, l'amaigrissement qui est la suite de l'altération des digestions, et le racornissement du canal digestif, des glandes lymphatiques et de quelques autres organes.

On les emploie avec le plus grand succès dans les fièvres bilieuses, principalement dans celles qui sont continues ou rémittentes, dans les fièvres adynamiques et putrides, dans le scorbut avec ou sans dévoiement, dans les diar-

rhées bilieuses très-considérables, dans celles qui sont anciennes, dans les hémorrhagies passives du poumon, de l'utérus, de la vessie urinaire, du conduit alimentaire; dans les catarrhes chroniques de ces divers organes, dans les hydropisies atoniques. Sydenham et quelques autres auteurs en ont obtenu de très-bons effets dans la petite-vérole, lorsque la suppuration languit, qu'elle est d'un mauvais caractère, et qu'il se développe des pétéchies dans l'intervalle des boutons. Ils sont contre-indiqués au début de la phthisie pulmonaire et dans les phlegmasies aiguës, principalement dans celles du thorax. Pour les administrer, on les mêle avec de l'eau jusqu'à ce que celle-ci ait un degré d'acidité agréable au goût, et on fait prendre plusieurs verres de ce liquide dans la journée.

Les acides affaiblis sont employés à l'extérieur comme astringens, dans les hémorrhagies des petits vaisseaux, et dans les écoulemens passifs ou par relâchement; on s'en sert aussi quelquefois comme répercussifs dans certaines éruptions cutanées; mais la répercussion qu'ils déterminent peut souvent être dangereuse.

Les acides concentrés agissent tous comme de puissans escharotiques; ils irritent, enflamment, ulcèrent les parties avec lesquelles on les met en contact, et donnent lieu aux symptômes de l'empoisonnement produit par les poisons corrosifs et âcres. (*Voyez* ma *Toxicologie générale*, 2e édition, tom. 1er.) Cependant les médecins les prescrivent quelquefois avec succès à l'extérieur : ainsi ils sont avantageux pour détruire les poireaux, les verrues, la pustule maligne, etc.; ils entrent dans la composition de certains onguens dont on se sert pour exciter la peau dans quelques maladies chroniques de cet organe.

De l'Acide borique.

L'acide borique se trouve pur dans la nature ; on le rencontre dans les lacs de Castelnuovo, de Montecerboli, et de Cherchiajo en Toscane ; il se trouve aussi dans plusieurs lacs des Indes ; mais alors il est uni à la soude.

116. L'acide borique pur est solide, et peut être obtenu sous deux états, 1° fondu et privé d'eau ; 2° combiné avec ce liquide à l'état d'hydrate. *Acide borique privé d'eau.* Il est sous la forme d'un verre transparent, incolore, inodore, et doué d'une légère saveur acide ; sa pesanteur spécifique est de 1,803. Il est fusible et n'éprouve aucune autre altération de la part du *calorique.* Exposé à l'action d'une forte pile *électrique*, il est décomposé en petite quantité ; l'oxigène se rend au pole vitré, et le bore au pole résineux. Aucun des *corps simples* précédemment étudiés n'a d'action sur lui ; tant l'affinité qui réunit ses élémens est considérable. Il attire assez fortement l'*humidité* de l'air, et se recouvre d'écailles opaques, pulvérulentes, composées d'acide borique et d'eau. Il ne se dissout que dans cinquante parties environ d'eau bouillante ; le *solutum* dépose par le refroidissement une grande partie de l'acide hydraté sous la forme d'écailles blanches ; si on le fait évaporer, il cristallise en lames hexagonales ; il rougit l'*infusum* de tournesol, et n'a aucune action sur la teinture de violette.

Composition. MM. Gay-Lussac et Thenard ont transformé le bore en acide borique au moyen de l'acide nitrique, et l'ont trouvé composé de 100 parties de bore et de 50 d'oxigène en poids. Ces proportions sont loin de s'accorder avec celles qui ont été indiquées, dans ces derniers temps, par M. Thomson : en effet, ce chimiste regarde l'acide borique comme formé d'un atome de bore (dont le

poids est 0,875), et de 2 atomes d'oxigène qui pèsent 2: dans ce cas, l'acide serait composé de 100 parties de bore et de 228,57 d'oxigène en poids.

Poids d'un atome d'acide borique. Il est de 2,875, somme du poids de deux atomes d'oxigène et d'un atome de bore dont il paraît formé.

Acide borique combiné avec l'eau. Il résulte, suivant M. Davy, de l'union de 100 parties d'acide, avec 132,55 parties d'eau; il est sous la forme de petites paillettes ou d'écailles blanches douces au toucher; sa pesanteur spécifique est de 1,479; lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion et perd l'eau qui, en se vaporisant, entraîne une portion d'acide; la volatilisation de l'acide borique au moyen de l'eau peut être encore plus facilement démontrée, en mettant dans une cornue une pâte faite avec de l'acide hydraté et un peu d'eau : à mesure que l'on chauffe le vase, l'acide vient cristalliser dans le récipient. Il ne se combine avec aucun des *oxides* dont nous avons parlé jusqu'à présent.

Il a été découvert en 1702 par Homberg. Il est quelquefois employé dans l'analyse des pierres. Plusieurs médecins l'ont préconisé comme un très-bon calmant dans les spasmes, les douleurs nerveuses, l'épilepsie, la manie, etc., et l'ont administré en poudre, en pilules ou dissous dans l'eau à la dose de 3,7 ou 10 grains; mais il est aujourd'hui presqu'entièrement abandonné.

Préparation. On fait dissoudre du sous-borate de soude pulvérisé (composé d'acide borique et de soude) dans 3 parties d'eau bouillante; on décompose la dissolution en y versant *peu à peu* un excès d'acide sulfurique concentré qui s'empare de la soude; l'acide borique se dépose, ne trouvant pas assez d'eau pour se dissoudre : on laisse refroidir le mélange et on filtre la liqueur qui contient du sulfate acide de soude; alors on égoutte l'acide borique; on le lave avec un peu d'eau froide; on le fait

sécher sur du papier joseph dans une étuve, et on le chauffe en le projetant par parties dans un creuset de Hesse que l'on a fait rougir : par ce moyen on le débarrasse de l'acide sulfurique avec lequel il était combiné (*voyez* § 133) ; lorsqu'il est fondu on le coule, et on peut, si on veut l'avoir très-pur, le dissoudre dans l'eau bouillante et le faire cristalliser de nouveau. En substituant l'acide hydro-chlorique à l'acide sulfurique, on obtient de suite de l'acide borique, qu'il suffit de bien laver pour l'avoir pur. Il est inutile de dire que les eaux-mères de ces diverses opérations fournissent un peu d'acide borique lorsqu'on les fait évaporer.

De l'Acide carbonique.

L'acide carbonique existe très-abondamment dans la nature : à l'état de gaz, il entre pour une très-petite partie dans la composition de l'air atmosphérique ; on le rencontre aussi sous cet état dans certaines grottes des pays volcaniques, comme, par exemple, dans la grotte du chien, près de Pouzzole, dans le royaume de Naples ; à l'état liquide, il se trouve dans un très-grand nombre d'eaux minérales ; enfin il fait partie d'une multitude de substances solides, principalement des carbonates, des enveloppes des molusques, des crustacés, etc. Lorsqu'il est dégagé des corps avec lesquels on se le procure, il est gazeux : nous allons donc l'étudier sous cet état.

Du Gaz acide carbonique.

117. Le gaz acide carbonique est incolore, élastique, transparent, doué d'une saveur légèrement aigrelette et d'une odeur piquante ; sa pesanteur spécifique est de 1,5196.

Propriétés essentielles. 1° Il éteint les corps enflammés : que l'on prenne deux éprouvettes, l'une pleine de gaz acide

carbonique et dont l'ouverture soit en bas, l'autre remplie d'air atmosphérique, et dans une position opposée; que l'on adapte l'une à l'autre les deux ouvertures; quelques instans après, on remarquera que le gaz acide carbonique s'est précipité, en vertu de son poids, dans la cloche inférieure, tandis que la cloche supérieure contiendra de l'air atmosphérique : aussi une bougie allumée continuera-t-elle à brûler dans celle-ci, et elle sera éteinte dans l'autre. 2° Il rougit l'*infusum* de tournesol.

118. Il n'est point décomposé par le *calorique*. Il réfracte la *lumière*; sa puissance réfractive est de 1,00476. Soumis à un courant d'étincelles *électriques*, il est décomposé suivant M. Henry, et il fournit du gaz oxigène et du gaz oxide de carbone. Il n'éprouve aucune altération de la part du *gaz oxigène*. Lorsqu'on fait passer à travers un tube de porcelaine rouge un mélange de deux parties de gaz *hydrogène* et d'une partie de gaz *acide carbonique*, celui-ci est décomposé, et il se forme de l'eau et du gaz oxide de carbone. L'action du *bore* sur ce gaz est inconnue.

119. Le *charbon* que l'on a éteint dans le mercure après l'avoir fait rougir, absorbe trente-cinq fois son volume de gaz acide carbonique. Si l'on fait passer à plusieurs reprises ce gaz à travers du charbon rouge placé dans un tube de porcelaine, il perd une partie de son oxigène qui se porte sur le charbon, et l'on n'obtient que du gaz oxide de carbone. *Expérience*. On prend une vessie que l'on remplit de gaz acide carbonique; on l'adapte à l'une des extrémités d'un tuyau de porcelaine disposé dans un fourneau à réverbère et contenant du charbon; lorsque celui-ci est rouge, on presse doucement la vessie afin de faire passer le gaz à travers le charbon et le faire rendre dans une vessie vide qui se trouve à l'autre extrémité du tuyau; aussitôt que celle-ci est remplie par le gaz, on la presse pour le faire repasser dans la première, et ainsi de suite, jusqu'à ce que l'on ait obtenu du gaz oxide de carbone.

120. Le *soufre*, l'*iode*, le *chlore* et l'*azote* n'exercent sur lui aucune action chimique. L'air *atmosphérique* peut se mêler avec lui.

Propriétés essentielles. 1°. L'eau dissout son volume de gaz acide carbonique à la température et à la pression ordinaires; elle en dissout cinq à six fois autant lorsqu'on augmente convenablement la pression, pourvu que la température reste la même : dans tous les cas, le produit est de l'acide carbonique liquide, inodore, incolore, et doué d'une saveur aigrelette; chauffé, il bout promptement et perd le gaz, qui peut être recueilli dans des cloches pleines d'eau ou de mercure; le même phénomène a lieu lorsqu'on le place dans le vide. 2°. L'acide carbonique, gazeux ou liquide, trouble l'eau de chaux, et donne naissance à un précipité blanc floconneux, composé d'acide carbonique et de chaux.

Les *oxides* précédemment étudiés et l'acide *borique* n'exercent aucune action sur le gaz acide carbonique.

L'acide carbonique n'est guère employé qu'en médecine. Les animaux qui le respirent sont asphyxiés au bout de quelques minutes : aussi voit-on les accidens les plus graves se manifester quelquefois chez les brasseurs, dans les celliers au-dessus des cuves en fermentation, dans les fours à chaux, et par-tout où il est mis à nu. On a proposé de le faire inspirer dans certains cas d'irritation pulmonaire où il serait utile de ralentir la conversion du sang veineux en sang artériel; mais on s'en sert rarement. Les eaux minérales acidules, naturelles et factices, sont formées par cet acide liquide, que l'on doit regarder comme un excellent diurétique; il est aussi rafraîchissant et anti-spasmodique. Il peut être employé avec le plus grand succès pour prévenir la formation du gravier, et pour favoriser la dissolution de celui qui est déjà formé. Nous avons vu souvent certaines douleurs néphrétiques calculeuses très-aiguës, diminuer singulièrement d'intensité par l'usage de ce médica-

ment. Il convient encore dans tous les cas où les acides affaiblis sont indiqués (*Voyez* § 115). La dose est d'un ou de deux verres par jour.

Composition. Un volume de gaz acide carbonique est formé d'un volume de gaz oxigène et d'un volume de vapeur de carbone condensés en un seul : il est donc évident que le poids d'un volume de gaz acide carbonique doit se composer de la somme des poids d'un volume d'oxigène et d'un volume de vapeur de carbone, ou de 72,624 d'oxigène et de 27,376 de carbone : en effet, ces nombres sont exactement en rapport avec les densités de l'oxigène et de la vapeur de carbone, qui sont 1,10359 pour l'oxigène, et 0,4160 pour la vapeur de carbone. En supposant l'acide carbonique composé d'un atome de carbone (dont le poids est 0,75) et de deux atomes d'oxigène (dont le poids est 2), on le trouve formé de 72,624 d'oxigène et de 27,225 de carbone.

Poids d'un atome d'acide carbonique.. Il est de 2,75, somme du poids d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxigène dont il est composé.

Préparation. On verse de l'acide hydro-chlorique liquide étendu de deux ou trois fois son poids d'eau, sur du marbre concassé (carbonate de chaux); l'appareil est le même que pour le gaz nitreux (pag. 180); le gaz acide carbonique se dégage aussitôt, et l'on obtient dans le flacon de l'hydro-chlorate de chaux très-soluble; d'où il suit que le carbonate est décomposé. On peut encore se procurer ce gaz en substituant au marbre de la craie en bouillie (carbonate de chaux), et à l'acide hydro-chlorique de l'acide sulfurique délayé dans dix à douze fois son poids d'eau; il se forme dans ce cas du sulfate de chaux qui, étant peu soluble, se dépose, recouvre le carbonate, et empêche le gaz de se dégager : en sorte qu'il est préférable de suivre le premier procédé, surtout lorsqu'on ne vise pas à faire l'opération avec beaucoup d'économie.

Eau acido-carbonique. Comme l'eau, à la température et à la pression ordinaires de l'atmosphère, ne peut dissoudre que son volume de gaz acide carbonique, et que déjà, dans cet état, elle peut être considérée comme un puissant diurétique, il importe de dire comment on doit la préparer. On fera arriver le gaz sous un flacon rempli d'eau filtrée, au lieu d'employer une cloche; lorsque la moitié de l'eau du flacon sera chassée, on le bouchera, on agitera le liquide qu'il contient, et on le gardera dans un endroit frais, en le tenant parfaitement bouché. Si l'on veut faire absorber à l'eau cinq ou six fois son volume de gaz acide carbonique, on doit comprimer celui-ci fortement au moyen d'un piston que l'on met en jeu dans un corps de pompe qui communique avec l'eau que l'on veut saturer.

De l'Acide hypo-phosphoreux.

121. Cet acide a été découvert par M. Dulong, en 1816; il est constamment le produit de l'art; lorsqu'il est concentré, il est sous la forme d'un liquide visqueux, incristallisable, rougissant fortement la teinture de tournesol. Soumis à l'action d'une température élevée dans un vaisseau de verre, il se décompose; l'hydrogène de l'eau qu'il renferme s'empare d'une portion de phosphore, et forme du gaz hydrogène per-phosphoré susceptible de s'enflammer lorsqu'il a le contact de l'air (voyez *hydrogène per-phosphoré*); un peu de phosphore se sublime, et l'acide hypo-phosphoreux ayant perdu par ce moyen une assez grande quantité de phosphore, et ayant absorbé, d'ailleurs, l'oxigène de l'eau décomposée, se trouve transformé en acide phosphorique qui se combine en grande partie avec le verre. Il est sans usages. Il est très-soluble dans l'*eau*. Il forme avec les *oxides métalliques* des sels excessivement solubles.

Composition. Il est formé, suivant M. Dulong, de 100 parties de phosphore et de 37,44 d'oxigène en poids : ce ré-

sultat a été obtenu en faisant passer l'acide hypo-phosphoreux à l'état d'acide phosphorique au moyen du chlore, et en déterminant le poids de l'acide phosphorique obtenu, ainsi que les proportions de phosphore et d'oxigène qui le constituent. M. Thomson, au contraire, le croit formé d'un atome de phosphore (dont le poids est 1,5) et d'un atome d'oxigène (dont le poids est 1); ce qui donnerait 100 de phosphore, et 66,66 d'oxigène en poids.

Poids d'un atome d'acide hypo-phosphoreux. Il est de 2,5, somme du poids d'un atome d'oxigène et d'un atome de phosphore.

Préparation. On met dans de l'eau du phosphure de baryte pulvérisé (composé de phosphore et de baryte), et l'on obtient du phosphate de baryte *insoluble* de l'hypo-phosphite *soluble* et du gaz hydrogène phosphoré. Il est évident que l'eau est décomposée; l'oxigène forme avec le phosphore deux acides, tandis que l'hydrogène se dégage à l'état de gaz hydrogène phosphoré; on filtre la liqueur, qui ne contient que l'hypo-phosphite de baryte, et on y verse de l'acide sulfurique étendu d'eau; la baryte en est précipitée à l'état de sulfate, et l'acide hypo-phosphoreux reste en dissolution : on le concentre par l'évaporation.

De l'Acide phosphoreux.

122. Cet acide a été découvert par M. Davy dans ces derniers temps; il ne se trouve pas dans la nature. Il est incolore, inodore, très-sapide et fortement acide. La chaleur agit sur lui comme sur l'acide hypo-phosphoreux (§ 121). Il est soluble dans l'eau; le *solutum*, convenablement évaporé, fournit des cristaux d'acide phosphoreux, pourvu que le refroidissement soit lent et gradué. M. Dulong a prouvé que l'acide phosphoreux forme avec les oxides métalliques des phosphites, sels particuliers distincts des phosphates et des hypo-phosphites. Il est sans usages.

Composition de l'acide phosphoreux. Il est formé, d'après M. Dulong, de 100 parties de phosphore et de 74,88 d'oxigène. Ces nombres ont été déterminés en ayant égard à la composition du proto-chlorure de phosphore et à son action sur l'eau : on a vu que le chlore du proto-chlorure s'unit avec l'hydrogène de l'eau, tandis que l'oxigène provenant de la décomposition de ce liquide acidifie le phosphore : or, le volume de l'oxigène employé à cette acidification répond exactement à la moitié du volume de l'hydrogène qui fait partie de l'eau. M. Thomson pense, au contraire, que l'acide phosphoreux est formé d'un atome de phosphore (dont le poids est 1,5) et de deux atomes d'oxigène (dont le poids est 2); ce qui donnerait 100 de phosphore et 133,33 d'oxigène en poids.

Poids d'un atome d'acide phosphoreux. Il est de 3,5, somme du poids de 2 atomes d'oxigène et d'un atome de phosphore.

Préparation. On prend du proto-chlorure de phosphore (*voyez* page 131); on le met dans de l'eau, et l'on obtient de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux; d'où il suit que l'eau est décomposée; l'oxigène se porte sur le phosphore et l'hydrogène s'unit au chlore : on fait évaporer le mélange; tout l'acide hydro-chlorique se dégage et l'acide phosphoreux reste pur.

De l'Acide phosphorique.

123. L'acide phosphorique n'a jamais été trouvé pur dans la nature. Il y existe souvent combiné avec des oxides métalliques, par exemple, dans les phosphates de chaux, de plomb, etc.

L'acide phosphorique est solide, incolore, inodore, très-sapide et plus pesant que l'eau. Soumis à l'action du *calorique* dans un creuset de platine, il fond, se vitrifie

et se volatilise si la température est assez élevée : ce dernier phénomène n'aurait pas lieu si l'on faisait usage d'un creuset de terre, parce qu'alors l'acide se combinerait avec quelques-uns des élémens du creuset, et formerait des composés fixes. Ainsi vitrifié, l'acide phosphorique contient une quantité d'eau dont l'oxigène est le tiers de celui qui entre dans la composition de l'acide. Il est parfaitement transparent et réfracte la *lumière*. Lorsqu'on l'humecte légèrement et qu'on le soumet à l'action de la pile *électrique*, il est décomposé en oxigène et en phosphore qui se rendent, le premier au pole vitré, et le dernier au pole résineux.

124. Le gaz *oxigène* n'exerce aucune action sur lui; néanmoins on peut, par des moyens indirects, le combiner avec ce corps et former de l'acide *phosphorique oxigéné*. Si l'on fait passer du gaz *hydrogène* à travers un tuyau de porcelaine incandescent, contenant de l'acide phosphorique, celui-ci est décomposé; il se forme de l'eau, du gaz hydrogène phosphoré, et il y a du phosphore mis à nu. On ne connaît point l'action du *bore* sur cet acide.

Propriété essentielle. Le *charbon* lui enlève son oxigène à une température élevée, et il en résulte du gaz acide carbonique, du gaz oxide de carbone et du phosphore; cette expérience peut être faite dans un creuset avec une partie d'acide vitrifié en poudre, et trois parties de charbon; on ne tarde pas à voir le phosphore s'enflammer; mais on la pratique ordinairement dans une cornue de grès à laquelle on adapte une allonge, un récipient contenant de l'eau, et un tube qui se rend dans la cuve pneumato-chimique : l'acide et l'eau qu'il renferme sont décomposés; l'oxigène forme avec le charbon du gaz oxide de carbone ou du gaz acide carbonique, tandis que l'hydrogène donne naissance à du gaz hydrogène carboné et à du gaz hydrogène phosphoré.

Le *phosphore*, le *soufre*, l'*iode*, le *chlore* et l'*azote* n'ont point d'action sur l'acide phosphorique. Exposé à l'*air* atmosphérique, l'acide phosphorique floconneux et celui qui a été vitrifié attirent rapidement l'humidité et deviennent liquides s'ils sont purs; il n'en est pas de même lorsque l'acide vitrifié renferme de la chaux : dans ce cas, il l'absorbe lentement.

Si l'on met dans l'*eau* les flocons d'acide phosphorique obtenus au moyen du phosphore et du gaz oxigène, ils s'y dissolvent rapidement, avec dégagement de calorique, et produisent un bruit analogue à celui que fait naître un fer rouge plongé dans le même liquide. Une partie d'eau peut dissoudre 4 à 5 parties d'acide phosphorique, qui porte alors le nom d'*acide liquide*. Les *oxides* et les *acides* étudiés précédemment n'exercent sur lui aucune action chimique. On l'emploie quelquefois dans l'analyse des pierres gemmes. Il a été administré dans la carie vénérienne, dans la phthisie pulmonaire et dans les cas d'épuisement par l'abus des plaisirs vénériens; mais il faut de nouvelles et nombreuses observations pour adopter l'opinion de Lentin, qui le regarde comme un excellent médicament dans ces maladies. On en donne de 20 à 25 gouttes par jour, dans un verre d'eau sucrée.

Composition. Il est difficile de trouver un corps sur la composition duquel les chimistes soient si peu d'accord; en consultant les différentes analyses, on sera frappé de la différence des résultats. Suivant M. Dulong, l'acide phosphorique serait formé de 100 parties de phosphore et de 124,8 d'oxigène en poids. M. Thomson, au contraire, qui le regarde comme un composé d'un atome de phosphore et de 3 atomes d'oxigène, le croit formé de 100 de phosphore et de 200 d'oxigène en poids : dans ce cas, le *poids d'un atome d'acide phosphorique serait de* 4,5.

Préparation. 1°. On chauffe du phosphate d'ammoniaque dans un creuset de platine ; à la chaleur rouge, l'ammoniaque se volatilise, et l'acide reste sous forme d'un liquide qui finirait par se volatiliser si on continuait à le chauffer. 2°. On transforme le phosphore en acide phosphorique au moyen de l'acide nitrique étendu de son volume d'eau ; pour cela, on introduit dans une cornue de verre à laquelle on adapte un récipient bitubulé, une partie de phosphore coupé en petits fragmens, et 6 parties d'acide ; l'une de ces tubulures est fermée avec un bouchon percé d'un trou dans lequel passe un tube de verre droit qui donne issue au gaz ; l'autre reçoit le col de la cornue ; on met quelques charbons rouges sous la cornue, et l'on ne tarde pas à observer que l'acide nitrique est décomposé ; son oxigène se porte sur le phosphore, et il se dégage du gaz deutoxide d'azote ou du gaz azote ; on ajoute des charbons incandescens si l'opération se ralentit ; on en retire, au contraire, si elle marche avec trop de rapidité. Aussitôt que le phosphore a disparu et que la liqueur a acquis la consistance sirupeuse, on la verse dans un creuset de platine et on la chauffe jusqu'au rouge brun pour en dégager tout l'acide nitrique. L'opération ne peut être continuée dans la cornue sans que celle-ci soit attaquée par l'acide phosphorique. Si l'acide nitrique employé ne suffisait pas pour faire passer tout le phosphore à l'état d'acide, on verserait dans la cornue le liquide condensé dans le récipient, qui contient beaucoup d'acide nitrique, et on recommencerait l'opération.

De l'Acide phosphatique.

125. M. Dulong appelle ainsi l'acide qui se trouve décrit dans plusieurs ouvrages de chimie sous le nom d'*acide phosphoreux*. Il le regarde comme composé d'acide phosphorique et de l'acide phosphoreux découvert par

M. Davy : ces deux acides seraient combinés entre eux comme les élémens d'un sel. Le fait suivant vient à l'appui de cette opinion : lorsque l'acide phosphatique est en contact avec une base salifiable, il se transforme en acide phosphoreux et en acide phosphorique.

L'acide phosphatique est toujours un produit de l'art; on n'a pu l'obtenir jusqu'à présent qu'à l'état liquide et combiné avec l'eau.

Il est incolore, visqueux, doué d'une forte saveur et d'une odeur légèrement alliacée; il est plus pesant que l'eau.

Propriété essentielle. Soumis à l'action du *calorique* dans une petite fiole, il s'épaissit, perd une portion de l'eau qu'il renferme, *s'enflamme*, répand une odeur alliacée et passe à l'état d'acide phosphorique solide; si l'expérience se fait dans des vaisseaux fermés, on voit qu'il se dégage du gaz hydrogène phosphoré. *Théorie.* (Voy. *Acide hypo-phosphoreux,* § 121.)

Le *fluide électrique* et les autres corps étudiés précédemment, excepté l'*iode*, agissent sur l'acide phosphatique comme sur l'acide phosphorique. L'*iode* décompose l'eau qui entre dans sa composition, s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydriodique, tandis que l'oxigène fait passer l'acide phosphatique à l'état d'acide phosphorique. Le *chlore* exerce-t-il la même action ?.... L'acide phosphatique a été examiné d'abord par M. Sage.

Composition. M. Thenard regarde cet acide comme un composé de 100 parties de phosphore et de 110,39 parties d'oxigène en poids; il est parvenu à ce résultat en transformant directement le phosphore en acide phosphatique, au moyen de l'oxigène de l'air à la température ordinaire. (*Voyez* § 92.) M. Dulong croit qu'il ne renferme que 109 parties d'oxigène; il l'a analysé en le faisant passer à l'état d'acide phosphorique au moyen du chlore.

Préparation. On prend un certain nombre de petits tubes de verre tirés à la lampe par une de leurs extrémités; on introduit dans chacun d'eux un petit cylindre de phosphore; on les place à côté les uns des autres dans un entonnoir dont le bec se rend dans un flacon vide supporté par une assiette contenant de l'eau : on recouvre tout l'appareil d'une grande cloche qui plonge dans l'eau de l'assiette, et qui est percée supérieurement et latéralement de deux trous; et on remarque, au bout d'un certain temps, que le flacon renferme une plus ou moins grande quantité d'acide *phosphatique* liquide. (*Voyez* § 92, pour la théorie.)

De l'Acide hypo-sulfureux.

126. Suivant M. Gay-Lussac, lorsqu'on fait bouillir du soufre avec un certain nombre de sulfites (composés d'acide sulfureux et d'un oxide métallique), le soufre se combine avec une partie de l'oxigène de l'acide sulfureux qu'il ramène à l'état d'acide hypo-sulfureux, en y passant lui-même. Cet acide s'unit à l'oxide du sel et forme un hyposulfite qui a été désigné jusqu'à présent sous le nom de *sulfite sulfuré.*

L'acide hypo-sulfureux n'a point encore été obtenu séparément. Il paraît formé de 1 atome de soufre qui pèse 2, et de 1 atome d'oxigène dont le poids est 1, ou de 100 parties de soufre et de 50 parties d'oxigène en poids.

Du Gaz acide sulfureux.

Le gaz acide sulfureux se trouve rarement dans la nature; on ne le rencontre qu'aux environs des volcans, là où le soufre brûle.

127. Il est incolore, élastique, transparent, doué d'une

saveur forte, désagréable et d'une odeur suffocante qui le *caractérise* : en effet, elle est la même que celle du soufre enflammé; sa pesanteur spécifique est de 2,234, d'après M. Thenard; il fait passer d'abord au rouge la couleur bleue de l'*infusum* de tournesol, mais il ne tarde pas à la jaunir. Il est indécomposable par le *calorique*, et il ne change pas d'état par un froid de 50° — 0. Il réfracte la *lumière*; mais sa puissance réfractive n'est point connue. *Le fluide électrique* agit sur lui comme sur l'acide sulfurique. Il n'*éprouve* aucune action de la part du gaz *oxigène*, et si l'on parvient à le combiner avec lui et à en faire de l'acide sulfurique, c'est à l'aide d'un troisième corps dont nous parlerons plus bas.

128. Aucune des substances *simples* non métalliques n'agit sur lui à froid; cependant il en est un certain nombre qui le décomposent complètement à une température rouge. Le gaz *hydrogène* lui enlève son oxigène, forme de l'eau, et le soufre est mis à nu; lorsque ce gaz est en excès et que la température n'est pas très-élevée, on obtient du gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène et soufre). Le *bore* n'a pas été mis en contact avec le gaz acide sulfureux; il est probable qu'il peut s'emparer aussi de son oxigène. Le *charbon* le décompose à une température rouge, se combine avec l'oxigène, passe à l'état de gaz acide carbonique ou de gaz oxide de carbone, et met le soufre à nu. Une mesure de charbon de buis absorbe 65 mesures de gaz acide sulfureux à froid. On ne connaît pas l'action qu'exerce sur lui le *phosphore*.

S'il est parfaitement sec, il n'éprouve aucune altération de la part du *soufre*, de l'*iode*, du *chlore* gazeux et de l'*azote*; l'*iode* et le *chlore* agissent, au contraire, sur lui, s'il est humide ou dissous dans l'eau, comme nous le dirons en parlant de l'acide sulfureux liquide. Il n'est pas altéré par l'*air* parfaitement sec, et il n'y répand pas de vapeurs.

Propriété essentielle. L'*eau*, à la température de 20° et à la pression de 28 pouces, peut dissoudre trente-sept fois son volume de gaz acide sulfureux; un fragment de glace introduit dans une cloche remplie de ce gaz et disposée sur la cuve à mercure, ne tarde pas à se liquéfier.

L'acide *sulfureux liquide* concentré a la même saveur et la même odeur que le gaz; il s'affaiblit par l'action de la chaleur, qui en dégage presque tout l'acide. L'*iode* le transforme en acide sulfurique, et passe à l'état d'acide hydriodique; d'où l'on voit que l'eau de l'acide sulfureux est décomposée par le concours de deux forces, savoir, l'affinité de l'iode pour l'hydrogène, et celle de l'acide sulfureux pour l'oxigène. Il en est à-peu-près de même du *chlore*: en effet, en vertu des mêmes forces, il se forme de l'acide sulfurique d'une part, et de l'acide hydro-chlorique de l'autre. Mis en contact avec le gaz *oxigène*, il l'absorbe et passe à l'état d'acide sulfurique; il agit de même sur l'*air atmosphérique*.

129. Le gaz acide *sulfureux* n'éprouve aucune altération de la part du *protoxide* et du *deutoxide d'azote*; mais il présente des phénomènes remarquables lorsqu'on le met en contact avec du gaz *deutoxide d'azote*, de l'*oxigène* et une petite quantité d'*eau*; à peine le mélange est-il fait, que le deutoxide d'azote et l'oxigène s'unissent pour former de l'acide *nitreux*; le gaz acide sulfureux enlève une certaine quantité d'oxigène à une portion de gaz acide nitreux, et le ramène à l'état de gaz deutoxide d'azote, tandis qu'il passe à l'état d'acide sulfurique; celui-ci absorbe alors l'acide nitreux non décomposé, et il se produit dans le même instant une multitude de flocons blancs qui s'attachent aux parois du ballon sous la forme d'aiguilles cristallines; ces flocons sont formés d'acide sulfurique concentré et d'acide nitreux; veut-on les faire disparaître, on

n'a qu'à les mettre en contact avec l'eau, qui s'empare de l'acide sulfurique et met l'acide nitreux à nu. Ces faits nous serviront à expliquer la théorie de la préparation de l'acide sulfurique.

On ignore quelle est l'action du gaz acide *sulfureux* sur le gaz *oxide de carbone* et sur l'*oxide de phosphore*. Les acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique* et *phosphoreux* ne paraissent pas agir sur lui. Stahl considéra le premier ce gaz comme un corps particulier.

On emploie le gaz acide sulfureux pour désinfecter les vêtemens et l'air des espaces circonscrits non habités ; des expériences récentes prouvent qu'il doit être préféré au chlore et au vinaigre pour parfumer les lettres qui viennent des endroits pestiférés ; il sert à blanchir la soie et à enlever les taches de fruits sur le linge. *Action sur l'économie animale.* Ce gaz doit être regardé comme un excitant énergique ; il irrite les surfaces avec lesquelles il est mis en contact et détermine l'éternuement, le larmoiement, la toux, la suffocation, etc., suivant qu'il est appliqué sur la membrane pituitaire, sur la conjonctive, ou qu'il pénètre dans les bronches ; son impression sur la peau est moins vive que sur les autres tissus. S'il est pur, il peut déterminer l'asphyxie et la mort. Le gaz acide sulfureux mêlé à l'air constitue les fumigations sulfureuses dont l'emploi devient si général dans les maladies cutanées chroniques : les gales les plus invétérées cèdent à ce traitement, qui n'exige du reste aucune sorte de régime ; certaines affections pédiculaires, des dartres, même héréditaires, des pustules syphilitiques, le prurigo, la teigne, invétérés et regardés comme incurables, ont souvent été guéris par ces fumigations ; des douleurs sciatiques, artrhitiques et rhumatismales chroniques ; des paralysies locales, des engorgemens scrophuleux, ont été combattus avec le plus grand succès par ce médicament. On peut

l'employer dans les amauroses commençantes, dans les défaillances, les syncopes et les asphyxies.

Composition. Si l'on admet (ce qui paraît exact) que 100 parties de gaz acide sulfureux en volume renferment 100 parties d'oxigène en volume, il ne s'agira, pour connaître le poids du soufre qui entre dans sa composition, que de retrancher la densité de l'oxigène = 1,1036 de la densité de l'acide sulfureux 2,234 : or, le nombre que l'on obtiendra est 1,1304 : donc l'acide sulfureux est formé de 11304 parties de soufre et de 11036 d'oxigène en poids, ou, ce qui revient au même, de 100 de soufre et de 97,63 d'oxigène. M. Thomson, qui regarde l'acide sulfureux comme formé d'un atome de soufre (dont le poids est 2) et de deux atomes d'oxigène (dont le poids est 2), le considère comme un composé de 100 parties de soufre et de 100 parties d'oxigène.

Poids d'un atome d'acide sulfureux. Il est de 4, somme du poids d'un atome de soufre et de deux atomes d'oxigène.

Préparation. On met dans une petite fiole, à laquelle on adapte un tube recourbé, 4 parties d'acide sulfurique concentré, et une partie de mercure ; on fait chauffer le mélange, et aussitôt que l'acide entre en ébullition, on obtient le *gaz*, que l'on doit recueillir dans des cloches remplies de mercure, parce qu'il est très-soluble dans l'eau ; il reste dans la fiole une masse blanche composée d'acide sulfurique et d'oxide de mercure ; d'où il suit qu'une portion d'acide a été décomposée et transformée en oxigène et en gaz acide sulfureux. On peut aussi se procurer l'acide sulfureux en chauffant le soufre avec le contact de l'air : c'est ainsi qu'on opère dans les hôpitaux lorsqu'on veut faire des fumigations sulfureuses, qui nécessairement sont mêlées d'air. On peut obtenir l'acide sulfureux liquide avec le même appareil que celui dont on se sert pour

préparer le chlore. (*Voyez* pl. 9, fig. 57.) On met dans le ballon 3 parties d'acide sulfurique concentré et une partie de paille, de sciure de bois, ou de charbon pulvérisé; on élève un peu la température, et l'acide ne tarde pas à charbonner les deux premières substances : or, nous verrons (§ 131) que le charbon transforme l'acide sulfurique concentré en gaz acide carbonique et en gaz acide sulfureux : ces deux gaz se dégagent ensemble; mais l'acide sulfureux, doué d'une plus grande affinité pour l'eau, chasse l'acide carbonique du flacon *F* dans le matras *A*, et de celui-ci dans le vase *B*, etc. L'acide du premier flacon *F* est impur; car il contient un peu d'acide sulfurique qui s'est volatilisé. Si l'on chauffe très-fortement le ballon, une partie de l'acide est entièrement décomposée par le charbon, et il se sublime du soufre.

De l'Acide sulfurique.

L'acide sulfurique a été trouvé dans plusieurs grottes, dans les environs de certains volcans et dans quelques eaux minérales; mais le plus ordinairement on le rencontre uni à la chaux, la potasse, la soude, etc. Lorsqu'il a été préparé convenablement, il contient toujours environ le quart de son poids d'eau, et se présente sous la forme d'un liquide incolore, inodore, d'une consistance oléagineuse et d'une saveur acide très-forte; sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau : le plus concentré pèse environ 1,85. Il noircit et réduit en bouillie la majeure partie des substances végétales et animales.

130. Soumis à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, il bout à 300° (thermomètre centigrade), et peut être distillé. (*Voy.* pag. 209, pour la manière de le distiller.) Si l'on fait passer l'acide sulfurique à travers un tube de verre incandescent, il se décompose et se transforme en 2 volumes de gaz acide sulfureux et en un volume d'oxigène.

Si, au lieu de chauffer cet acide, on le refroidit, il se congèle et cristallise, propriété qu'il doit à l'eau qui entre dans sa composition; ce phénomène a même lieu au-dessus de zéro lorsque l'acide est étendu d'un peu d'eau. La *lumière* ne lui fait éprouver aucune altération. Il est décomposé par la pile *électrique:* le soufre se rend au pole résineux, et l'oxigène se combine avec un peu d'acide sulfurique et avec le fil de platine qui représente le pole vitré. Le gaz *oxigène* est sans action sur l'acide sulfurique; cependant on peut, par des moyens indirects, le combiner avec l'oxigène et donner naissance à de l'acide *sulfurique oxigéné.* (*Voyez* § 135.)

131. Le gaz *hydrogène* ne le décompose qu'à une température élevée, par exemple, dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, et il se forme alors de l'eau et du gaz acide sulfureux; quelquefois aussi il y a du soufre mis à nu: lorsque le gaz hydrogène est en excès, et que la température n'est pas très-élevée, il se produit en outre du gaz acide hydro-sulfurique. Le *bore* décompose probablement l'acide sulfurique; mais l'expérience n'a pas encore été faite.

Propriété essentielle. Si l'on fait chauffer dans une petite fiole du *charbon* pulvérisé et de l'acide sulfurique concentré, celui-ci perd une partie de son oxigène, se transforme en gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante, qui est la même que celle du soufre enflammé, et le charbon passe à l'état de gaz acide carbonique. Si la température est beaucoup plus élevée et le charbon en excès, l'acide est complètement décomposé, et il en résulte du soufre et du gaz oxide de carbone; enfin il peut arriver que l'eau de l'acide soit également décomposée par le charbon: dans ce cas, on obtient du gaz hydrogène carboné, et une nouvelle quantité de gaz oxide de carbone. Cette expérience peut être faite dans un tube de porcelaine.

Le *phosphore*, à la température de 100° à 150°, enlève également à l'acide sulfurique une partie de son oxigène, le fait passer à l'état de gaz acide sulfureux, et se transforme en acide phosphoreux ou phosphorique. Le *soufre* n'exerce aucune action sur l'acide sulfurique à froid; mais si on élève la température jusqu'à 200°, il lui enlève assez d'oxigène pour le faire passer et pour passer lui-même à l'état de gaz acide sulfureux. L'*iode*, le *chlore* et l'*azote* ne décomposent point cet acide.

L'acide sulfurique concentré et pur, exposé à l'*air*, en attire l'humidité et s'affaiblit; il change en outre de couleur, brunit et finit par noircir : ce phénomène dépend de ce qu'il absorbe les molécules végétales et animales suspendues dans l'atmosphère, et qu'il les charbonne en les décomposant : du reste, nous donnerons plus de détails sur cette décomposition en faisant l'histoire des substances végétales.

132. *Propriété essentielle.* Si l'on mêle parties égales d'*eau* et d'acide sulfurique concentré, la température s'élève à 84° thermomètre centigrade; 4 parties du même acide et une partie d'eau font monter le même thermomètre à 105° : dans l'un et dans l'autre cas, le volume du mélange diminue très-sensiblement, comme on peut s'en convaincre par l'expérience suivante : On introduit dans un tube de verre long de trente pouces et bouché par l'une de ses extrémités, assez d'acide sulfurique concentré pour le remplir jusqu'à moitié; le tube étant tenu perpendiculairement, on y verse de l'eau jusqu'à ce qu'il soit plein; on le bouche, et on le renverse de manière à ce que le bouchon se trouve en bas; l'eau, plus légère que l'acide, ne tarde pas à s'élever; les deux liquides se mêlent et s'échauffent au point que le tube ne peut plus être tenu entre les mains : au bout de quelques minutes, on remarque, à la partie supérieure du tube, un espace

vide qui prouve la diminution de volume des deux liquides, puisqu'il ne s'en est pas écoulé une seule goutte pendant l'expérience. Le thermomètre monte encore de plusieurs degrés lorsqu'on mêle 4 parties d'acide concentré et une partie de glace pilée ; il descend, au contraire, à 20°—0° en mêlant 4 parties de glace et une partie d'acide : ce dernier phénomène dépend de ce que la glace absorbe beaucoup de calorique aux corps qui l'environnent pour passer de l'état solide à l'état liquide. A la fin de ces expériences, l'acide sulfurique se trouve plus ou moins affaibli, et on peut le ramener à son degré primitif de concentration, qui est de 66° à l'aréomètre de Baumé, au moyen de l'ébullition.

Le gaz *oxide* de *carbone* peut enlever à l'acide sulfurique une portion de son oxigène, pourvu que la température soit assez élevée ; il en est probablement de même de l'*oxide* de *phosphore*. Le gaz *protoxide* d'*azote* n'exerce aucune action sur cet acide.

133. L'acide *borique* peut se combiner avec l'acide sulfurique, et donner naissance à un produit que M. Thenard a proposé d'appeler acide *sulfuro-borique :* ce composé, solide, brillant et comme nacré, est sous la forme de larges écailles ; chauffé dans un creuset, il répand des vapeurs blanches, piquantes, formées par l'acide sulfurique qui se dégage. Les acides *carbonique* et *phosphorique* sont sans action sur l'acide sulfurique.

134. Lorsqu'on fait passer un courant de gaz acide *sulfureux* à travers de l'acide *sulfurique* blanc et très-pur, celui-ci acquiert un odeur forte et une couleur jaune brunâtre ; il fume quand on l'expose à l'air, et devient solide par une diminution moyenne de température : on l'appelle acide sulfurique *glacial*. Cet acide, que l'on regarde comme de l'acide sulfurique chargé de gaz acide sulfureux, plus concentré que l'acide sulfurique ordinaire, laisse sublimer,

par l'action de la chaleur, des cristaux composés, d'après M. Dulong, d'acide sulfurique et d'une très-petite quantité d'eau.

Propriété essentielle. L'acide sulfurique, lors même qu'il est très-étendu, fait naître dans l'eau de baryte un précipité blanc composé d'acide sulfurique et de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

Usages. L'acide sulfurique sert à préparer la plupart des acides, l'alun, la soude, l'éther, le sublimé corrosif, etc.; il est employé pour dissoudre l'indigo; les tanneurs s'en servent pour gonfler les peaux; enfin, il est d'un usage commun comme réactif. Ses propriétés médicales ont été exposées en parlant des acides en général : mais nous devons ajouter qu'il est le plus astringent de tous, qu'il fait partie de l'eau de Rabel (voyez *Alcool*), qu'il entre pour un dixième dans une pommade résolutive dont on se sert avec succès dans le cas d'ecchymoses et dans les gales chroniques; enfin, qu'il suffit de l'étendre de beaucoup d'eau pour avoir la *limonade minérale*, qui est une boisson fort agréable, et dont on peut tirer parti dans beaucoup de fièvres.

Composition. L'acide sulfurique contient une fois et demie autant d'oxigène que l'acide sulfureux; par conséquent il est formé de 100 parties de soufre et de 146,43 d'oxigène. Voici comment on parvient à établir l'exactitude de ce fait. Que l'on décompose l'acide sulfurique à l'aide d'une chaleur rouge, on obtiendra deux volumes de gaz acide sulfureux et un volume de gaz oxigène. Supposons, pour mieux nous faire comprendre, que ces volumes soient 200 pouces cubes de gaz sulfureux et 100 d'oxigène: or, dans les 200 pouces cubes d'acide sulfureux il y a 200 pouces cubes d'oxigène, *voy.* pag. 201 : donc il y en a 300 dans l'acide sulfurique, ou, ce qui revient au même, une fois et demie autant. En supposant l'acide sulfurique

formé d'un atome de soufre (dont le poids est 2) et de 3 atomes d'oxigène (dont le poids est 3), on le trouve composé de 100 parties de soufre et de 150 d'oxigène. Dans l'appréciation de ces quantités on fait abstraction de l'eau qu'il renferme, et qui, comme nous l'avons déjà dit, est à-peu-près le quart de l'acide supposé sec.

Poids d'un atome d'acide sulfurique. Il est de 5, somme du poids d'un atome de soufre et de trois atomes d'oxigène.

Préparation. (Pl. 10, fig. 61.) Pour préparer l'acide sulfurique dans les laboratoires, on prend un grand ballon *B* rempli d'air, et fermé par un bouchon percé de trois trous qui donnent passage à deux tubes recourbés et à un tube droit; celui-ci sert à établir à volonté la communication de l'appareil avec l'air; les deux autres communiquent avec deux fioles *F*, *F*, de l'une desquelles il se dégage du gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux); tandis que l'autre fournit du gaz acide sulfureux. (*Voy.* la préparation de ces deux gaz, pag. 180 et 201.) Aussitôt que ces deux gaz humides arrivent dans le ballon et se trouvent en contact avec l'air, celui-ci cède son oxigène au gaz deutoxide d'azote, et le fait passer à l'état de gaz acide nitreux *orangé* (1), l'intérieur de l'appareil est donc coloré; bientôt après les parois du ballon se recouvrent d'une multitude de cristaux blancs qui paraissent formés d'acide sulfurique concentré, ne contenant qu'un peu d'eau et d'acide nitreux sec ou anhydre: à cette époque, l'intérieur du ballon n'est plus jaune orangé; il est incolore. *Théorie.* Le gaz acide sulfureux décompose une partie du gaz acide nitreux formé, s'empare de la quantité d'oxigène nécessaire pour passer à l'état d'acide sulfurique, et se combine avec l'humidité et avec l'acide nitreux non décomposé (*voyez* § 129). En versant un peu d'eau sur

(1) En effet, nous verrons plus tard que le gaz acide nitreux est formé de deutoxide d'azote et d'oxigène.

ces cristaux ils sont décomposés; ce liquide se combine avec l'acide sulfurique, et l'acide nitreux fournit du gaz deutoxide d'azote : aussi l'intérieur du ballon devient-il de nouveau jaune orangé (voyez *Acide nitreux anhydre*, § 140); en sorte que dans ce moment on peut continuer l'opération puisqu'il y a de nouveau dans le ballon de l'air, de l'eau, du gaz acide sulfureux et du gaz deutoxide d'azote.

On prépare l'acide sulfurique en grand avec des matières propres à fournir ces deux derniers gaz, que l'on fait arriver dans une vaste chambre de plomb remplie d'air, et dont le sol légèrement incliné est convert d'eau : ces matières sont le soufre et le nitrate de potasse. On chauffe ensemble sur une plaque en fonte un mélange de 8 parties de soufre et d'une de nitre; la majeure partie du soufre se transforme, aux dépens de l'oxigène de l'air, en gaz acide *sulfureux*; l'autre portion décompose l'acide nitrique du nitrate, absorbe une partie de son oxigène, le change en gaz nitreux (*deutoxide d'azote*), et passe à l'état d'acide sulfurique, qui forme du sulfate avec la potasse du nitre. Les deux gaz nitreux et sulfureux, se rendent dans la chambre et réagissent sur l'air et sur l'eau, comme nous l'avons dit. On continue l'opération jusqu'à ce que l'acide marque 40° à l'aréomètre de Baumé; alors on le retire de la chambre au moyen de robinets, et on le fait évaporer dans des chaudières en plomb pour volatiliser la majeure partie de l'eau, de l'acide sulfureux et de l'acide nitrique qu'il renferme. Lorsqu'il est à 55° de l'aréomètre de Baumé, on l'introduit dans des cornues de verre lutées, et on continue à le concentrer par l'action de la chaleur jusqu'à ce qu'il marque 66° à l'aréomètre : dans cet état, il est propre aux diverses opérations du commerce; mais il renferme un peu de sulfate de potasse et du sulfate de plomb provenant d'une portion d'oxide formé aux dépens du plomb de la chambre et de l'oxigène du gaz acide ni-

treux. On ne peut le débarrasser de ces sels qu'en le distillant, puisqu'ils sont fixes : pour cela on l'introduit dans une cornue de verre, dont le col se rend dans un récipient bitubulé dépourvu de bouchons (car l'acide les charbonnerait) ; on chauffe graduellement la cornue placée dans un fourneau à réverbère jusqu'à ce que l'acide entre en ébullition ; à cette époque, il se volatilise et vient se condenser dans le récipient. On doit, pour éviter les soubresauts de la liqueur, et les dangers qui accompagnent cette opération, mettre dans la cornue deux ou trois petits fragmens de verre hérissés de pointes, ou, ce qui est préférable, un fil de platine, et maintenir le récipient dans lequel la vapeur se rend, à la température de 60° à 70°, afin qu'il n'y ait pas une si grande différence de température entre lui et la vapeur de l'acide sulfurique.

De l'Acide sulfurique oxigéné.

135. M. Thenard vient de prouver que l'acide sulfurique est susceptible de se combiner avec une très-grande quantité d'oxigène : on obtient ce nouveau composé en faisant agir l'acide hydro-chlorique oxigéné liquide sur du sulfate d'argent.

Théorie. On peut représenter l'acide hydro-chlorique oxigéné par :

(Hydrogène + Chlore) + Oxigène.

Et le sulfate d'argent par :

Oxigène	+ Argent	+ Acide sulfurique.
Eau.	Chlorure d'argent.	Acide oxigéné.

L'oxigène de l'acide hydro-chlorique oxigéné s'unit à l'acide du sulfate pour former l'acide sulfurique oxigéné, tandis que l'argent et l'oxigène de l'oxide d'argent se com-

binent, le premier avec le chlore, et le second avec l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique.

L'acide sulfurique oxigéné est liquide ; il laisse dégager une partie de son oxigène à la température de l'ébullition, et passe à l'état d'acide sulfurique. Mis en contact avec l'oxide d'argent, il perd son oxigène, réduit partiellement l'oxide d'argent, et donne lieu à une vive effervescence. Il forme avec les oxides métalliques des sulfates oxigénés. Il n'a point d'usages.

135 *bis*. L'existence de l'acide sulfurique oxigéné est-elle mise hors de doute, et ne peut-on pas supposer que l'oxigène avec lequel on combine l'acide s'unit plutôt à l'eau qu'il renferme, liquide qui jouit de la propriété d'absorber une très-grande quantité de ce corps ? (*Voyez* § 96.) Cette question n'est pas encore décidée. M. Thenard a observé que l'eau oxigénée abandonne beaucoup plus facilement son oxigène lorsqu'elle est pure, que dans le cas où elle est mêlée avec un des acides susceptibles de s'oxigéner, ce qui tend à faire croire que l'oxigénation de ces derniers ne dépend pas absolument de la présence de l'eau.

De l'Acide iodique.

136. L'acide iodique est constamment le produit de l'art ; il est solide, blanc, demi-transparent, inodore plus pesant que l'acide sulfurique, et doué d'une saveur fort aigre et astringente ; il rougit d'abord les couleurs bleues végétales et les détruit ensuite. Si on élève sa *température* jusqu'à 200° environ, il se décompose entièrement et se transforme en iode et en gaz oxigène. Chauffé avec du *charbon* ou du *soufre*, il est décomposé, cède son oxigène à ces corps simples, et il se produit une détonnation. Il est inaltérable dans un air sec, légèrement déliquescent dans un air humide, et très-soluble dans l'eau. Sa dissolu-

tion évaporée devient pâteuse, et donne de l'acide iodique solide privé d'eau. L'acide *borique* se dissout à l'aide de la chaleur dans la dissolution de cet acide. L'acide *phosphoreux* le décompose en partie et passe à l'état d'acide phosphorique, pourvu qu'on élève un peu la température ; il se dégage de l'iode, et la portion d'acide non décomposé se combine avec l'acide phosphorique produit. Si l'on verse de l'acide *sulfurique* ou *phosphorique* goutte à goutte dans une dissolution concentrée et chaude d'acide iodique, il se forme un précipité solide, composé d'eau, d'acide iodique, et de l'un ou de l'autre des acides ajoutés ; ce précipité est fusible par la chaleur, et donne par le refroidissement des cristaux d'une couleur jaune pâle.

Propriété essentielle. L'acide *sulfureux*, versé dans la dissolution de cet acide, le décompose, lui enlève son oxigène et en sépare l'*iode* instantanément.

L'acide iodique est sans usages. Il a été découvert en 1814 par M. Gay-Lussac ; mais ce savant ne l'avait obtenu qu'à l'état liquide et combiné avec un peu d'acide sulfurique. M. H. Davy a décrit le premier les propriétés de l'acide iodique pur privé d'eau.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties d'iodate de potasse par le feu, on obtient 22,59 d'oxigène (1), et 77,41 d'un composé d'iode et de potassium : ce dernier composé est formé de 58,937 d'iode et de 18,473 de potassium ; mais cette quantité de potassium s'est combinée avec 3,773 d'oxigène pour se transformer en potasse : donc les 58,937 d'iode ont dû absorber, pour passer à l'état d'acide

(1) L'iodate de potasse est formé d'acide iodique et de potasse : l'acide est lui-même composé d'iode et d'oxigène, et la potasse résulte de l'union du potassium avec l'oxigène ; d'où il suit que, dans l'iodate de potasse, les 22,59 parties d'oxigène étaient combinées à-la-fois avec l'iode et avec le potassium.

iodique, 18,817 d'oxigène (en effet, 3,773 + 18,817 forment exactement les 22,59 d'oxigène fournis par l'iodate de potasse); d'où il suit que l'acide iodique est formé de 58,937 d'iode et de 18,817 d'oxigène, ou, ce qui revient au même, de 100 d'iode et de 31,927 d'oxigène. Si l'on veut connaître la composition de cet acide d'après la théorie atomistique, on le trouvera formé de 100 d'iode et de 32 d'oxigène, pourvu qu'on le suppose composé, comme M. Gay-Lussac, d'un atome d'iode (dont le poids et 15,625) et de cinq atomes d'oxigène (dont le poids est 5).

Poids d'un atome d'acide iodique. Il est de 20,625, somme du poids d'un atome d'iode et de cinq atomes d'oxigène.

Préparation. On prépare cet acide en faisant arriver du protoxide de chlore sur de l'iode : celui-ci s'empare de l'oxigène du protoxide de chlore, forme de l'acide iodique, tandis que le chlore et une portion d'iode se combinent et restent unis avec l'acide; on élève un peu la température pour volatiliser le composé de chlore et d'iode, et l'acide iodique reste pur. (*Voy.* pl. 10, fig. 62) : *A* est le ballon dans lequel se produit le protoxide de chlore; *B*, partie du tube contenant du chlorure de calcium, placé dans un papier sec et qui sert à dessécher le gaz; *R*, récipient à long col où se trouve l'iode.

De l'Acide chlorique.

L'acide chlorique, découvert par M. Gay-Lussac en 1814, ne se trouve jamais dans la nature, mais il fait partie constituante des *chlorates*, sels préparés par l'art, et connus jusqu'à ce jour sous le nom de *muriates suroxigénés.*

137. L'acide chlorique pur est toujours liquide et incolore; il n'a pas sensiblement d'odeur, à moins qu'on ne le chauffe un peu : quand il est concentré sa consistance

est oléagineuse; sa saveur est très-acide; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol, et en détruit la couleur au bout de quelques jours. Par une douce *chaleur*, on peut le concentrer sans qu'il se décompose et sans qu'il se volatilise; chauffé plus fortement, une partie se décompose et donne de l'oxigène et du chlore; l'autre se volatilise sans changer de nature. La *lumière* ne l'altère pas; il ne paraît pas éprouver de changement à l'*air*.

Propriété essentielle. L'acide *sulfureux* le décompose, même à froid, lui enlève son oxigène, et le chlore est mis à nu. Il ne sert qu'à former des chlorates.

Composition. Lorsqu'on décompose par le feu 100 parties de chlorate de potasse desséché, on obtient 38,88 d'oxigène (1), et 61,12 d'un composé de chlore et de potassium : ce dernier composé est formé de 32,196 de potassium et de 28,924 de chlore; mais cette quantité de potassium s'est combinée avec 6,576 d'oxigène pour se transformer en potasse : donc les 28,924 de chlore ont dû absorber, pour passer à l'état d'acide chlorique, 32,304 d'oxigène (en effet, 6,576+32,304 forment exactement les 38,88 d'oxigène fourni par le chlorate de potasse); d'où il suit que l'acide chlorique est formé de 28,924 de chlore et de 32,304 d'oxigène; ou, ce qui revient au même, de 100 de chlore et de 111,68 d'oxigène; ou en volume, de 1 de chlore et de $2\frac{1}{2}$ d'oxigène (M. Gay-Lussac). En supposant l'acide chlorique formé d'un atome de chlore (dont le poids est 4,5) et de cinq atomes d'oxigène qui pèsent 5, on le trou-

(1) Le chlorate de potasse est composé d'acide chlorique et de potasse : l'acide est lui-même formé de chlore et d'oxigène, et la potasse résulte de l'union du potassium avec l'oxigène; d'où il suit que dans le chlorate de potasse, les 38,88 parties d'oxigène étaient combinées à-la-fois avec le chlore et avec le potassium.

vera composé de 100 parties de chlore et de 111,11 d'oxigène.

Poids d'un atome d'acide chlorique. Il est de 9,5, somme du poids d'un atome de chlore et de cinq atomes d'oxigène.

Préparation. On verse sur du chlorate de baryte pulvérulent (composé de baryte et d'acide chlorique) de l'acide sulfurique étendu de cinq à six fois son poids d'eau, et l'on fait chauffer le mélange; il se forme du sulfate de baryte insoluble, et de l'acide chlorique qui reste en dissolution; l'on met à part une petite quantité de chlorate de baryte, dont on fait usage pour précipiter l'acide sulfurique, si par hasard il se trouve mêlé avec l'acide chlorique. Il est inutile d'indiquer que l'on doit laver avec de l'eau distillée le sulfate de baryte produit, afin de dissoudre tout l'acide chlorique qui a été séparé.

De l'Acide per-chlorique ou chlorique oxigéné.

138. L'acide per-chlorique, découvert dans ces derniers temps par le comte Stadion, est un produit de l'art. Il ne peut pas exister seul; on l'obtient ordinairement à l'état liquide combiné avec l'eau. Il est incolore et inodore; il rougit la teinture de tournesol, et ne détruit point les couleurs. Soumis à l'action du *calorique*, il se concentre, et se volatilise à la température de 140°. Il n'est point décomposé par la lumière. Les acides *sulfureux*, *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique* n'exercent aucune action sur lui : ce qui le distingue de l'acide chlorique. Il forme avec les acides métalliques des *chlorates oxigénés*. Il n'a point d'usage.

Composition. En décomposant le chlorate oxigéné de potasse par le feu, on obtient tout l'oxigène contenu dans l'acide chlorique oxigéné et dans la potasse : en retranchant la portion d'oxigène qui constitue la potasse, de la

quantité totale, on connaît celui qui fait partie de l'acide chlorique oxigéné : c'est par ce moyen que l'on est parvenu à prouver que cet acide est formé d'un atome de chlore et de 7 atomes d'oxigène; ou, ce qui revient au même, de 100 parties de chlore et de 155,25 d'oxigène en poids.

Poids d'un atome d'acide chlorique oxigéné. Il est de 11,5, somme du poids d'un atome de chlore et de sept atomes d'oxigène.

Préparation. On introduit dans une cornue de verre une partie de *chlorate oxigéné* de *potasse* (composé de potasse et d'acide chlorique oxigéné (voy. *Extraction du deutoxide de chlore,* pag. 173); on le mêle avec son poids d'acide sulfurique étendu d'un tiers d'eau; on élève la température jusqu'à 140°; il se dégage d'abord de l'eau, puis des vapeurs blanches d'acide chlorique oxigéné qui se condensent dans le récipient : l'acide ainsi obtenu contient un peu d'acide sulfurique et d'acide hydro-chlorique; on sépare le premier avec l'eau de baryte et le second avec l'oxide d'argent.

De l'Acide hypo-nitreux.

139. M. Gay-Lussac a été conduit, dans ces derniers temps, à admettre l'existence d'un nouvel acide composé d'oxigène et d'azote, qu'il a appelé *per-nitreux*, et qui nous semble devoir porter le nom d'*hypo-nitreux* : en effet, il est le moins oxigéné des acides formés par l'oxigène et par l'azote.

L'acide *hypo-nitreux* n'a jamais été obtenu seul. Voici les faits à l'aide desquels M. Gay-Lussac a établi son existence : que l'on introduise dans une éprouvette remplie de mercure un peu d'eau alcaline, 400 parties de gaz deutoxide d'azote et 100 parties de gaz oxigène en volume; celles-ci se combinent avec tout le gaz deutoxide, et forment de l'acide hypo-nitreux qui est absor-

bé sur-le-champ par l'eau alcaline; en sorte qu'il ne reste plus de gaz dans la cloche. Or, 400 parties de gaz deutoxide contiennent 200 d'azote et 200 d'oxigène en volume : donc le nouvel acide est formé de 200 d'azote et de 300 d'oxigène; ou bien, de 100 d'azote et de 150 d'oxigène en volume. Si l'on réfléchit maintenant que l'acide nitreux, qui était regardé comme le moins oxigéné des acides formés par l'azote, contient 100 d'azote et 200 d'oxigène en volume, on sera forcé d'admettre l'existence de l'acide *hypo-nitreux*, ou d'un acide contenant moins d'oxigène que l'acide nitreux.

M. Gay-Lussac pense que c'est encore l'acide *hypo-nitreux* qui se produit lorsqu'on laisse pendant long-temps une dissolution de potasse avec le gaz deutoxide d'azote : c'est qu'alors ce gaz est décomposé et transformé en protoxide d'azote et en acide hypo-nitreux : celui-ci s'unit à la potasse, et l'on obtient des cristaux d'*hypo-nitrite de potasse*.

Il semblerait au premier abord que l'on pourrait dégager l'acide hypo-nitreux en versant de l'acide sulfurique sur un hypo-nitrite : l'expérience prouve cependant que cela n'a pas lieu : en effet, l'acide sulfurique s'empare de la potasse; mais l'acide *hypo-nitreux* est décomposé sur-le-champ et transformé en deutoxide d'azote qui se dégage, et en acide nitreux qui reste en dissolution.

Poids d'un atome d'acide hypo-nitreux. Il est de 4,75, somme du poids d'un atome d'azote et de 3 atomes d'oxigène.

De l'Acide nitreux.

140. Cet acide est constamment le produit de l'art; il a été remarqué pour la première fois par M. Berzelius, étudié ensuite par M. Gay-Lussac; enfin M. Dulong vient de faire sur lui un travail très-intéressant.

A la pression et à la température ordinaires, il se pré-

sente constamment sous la forme d'un liquide dont la couleur varie suivant la température; il est jaune orangé entre les limites de 15° à 28°+0 therm. cent.; il est jaune fauve à 0°; il est presque incolore à —10°; il est sans couleur à —20°; au-dessus de 28°+0 il devient rouge, et cette couleur est encore plus foncée si on élève davantage sa température; sa pesanteur spécifique est de 1,451; il est doué d'une saveur caustique très-forte et d'une odeur désagréable; il tache la peau en jaune.

141. Il entre en ébullition à la température de 28°, la pression de l'air étant égale à 76 centimètres de mercure, et il se transforme en gaz acide nitreux d'un rouge très-foncé, qui paraît sous la forme de vapeurs que l'on appelle *rutilantes;* et dont il ne faut qu'une petite quantité pour colorer les différens gaz. Soumis à un froid artificiel de —10°, il se congèle en une masse blanche parfaitement transparente qui répand des vapeurs orangées lorsqu'on la met en contact avec l'air dont la température est à 4° ou 5°+0 (1).

En le faisant passer à travers des fils de fer ou de cuivre très-fins chauffés jusqu'au rouge, il se décompose, cède son oxigène à l'un ou à l'autre de ces métaux, et il se dégage du gaz azote; on obtient à peine du gaz hydrogène : ce qui prouve *que cet acide ne renferme pas d'eau.*

Il n'agit point sur le gaz *oxigène* sec; il se borne à le colorer; mais si on ajoute de l'eau au mélange, il absorbe l'oxigène et se transforme en acide nitrique.

Il agit sur les différens corps simples et composés avides d'oxigène, comme l'acide nitrique, § 146; mais l'action qu'il exerce est encore plus vive.

142. Lorsqu'on l'agite avec une grande quantité d'*eau*,

(1) Nous avons constaté ce phénomène avec de l'acide nitreux privé d'eau préparé en décomposant le nitrate de plomb.

il se décompose, perd une grande partie de gaz nitreux qui se dégage, et passe à l'état d'acide nitrique blanc. Si, au contraire, on verse un peu de cet acide goutte à goutte dans une masse d'*eau*, le mélange acquiert une couleur verte foncée, sans qu'il se dégage du gaz nitreux (deutoxide d'azote): voici ce qui se passe dans ce cas: une partie d'acide nitreux sec se décompose en acide nitrique qui se dissout dans l'eau, et en gaz nitreux qui se combine avec l'autre portion d'acide sec non décomposé; en sorte que le mélange vert doit être considéré comme formé, 1° d'acide nitrique blanc; 2° d'acide nitreux sec combiné avec du gaz nitreux. Enfin, si l'on verse dans une quantité déterminée d'*eau* diverses portions d'acide nitreux sec, on remarque d'abord que le mélange se colore en bleu verdâtre, et il se dégage beaucoup de gaz nitreux; puis il passe au vert, qui devient de plus en plus foncé, et le dégagement de gaz nitreux diminue; enfin il devient jaune orangé, et alors il ne se dégage plus de gaz nitreux. *Vice versâ*, si on prend de l'acide nitreux liquide sec, jaune orangé, et qu'on y verse de l'eau, il passera successivement au vert foncé, au vert clair, au bleu, au bleu verdâtre, et enfin au blanc si on a mis assez d'eau: dans cette expérience, le dégagement du gaz nitreux (deutoxide d'azote) ira toujours en diminuant de plus en plus. Il suit de tout ce qui vient d'être établi qu'on ne doit considérer comme de l'acide nitreux pur que celui qui est jaune orangé, et qui ne contient pas d'eau; les variétés bleues, vertes ou jaunes orangées qui ont été préparées en ajoutant de l'eau à l'acide anhydre, sont formées par une plus ou moins grande quantité d'acide nitrique, d'eau, d'acide nitreux et de gaz nitreux.

143. Lorsqu'on mêle l'acide nitreux liquide sans eau avec l'acide sulfurique concentré ou même un peu délayé, à une température peu élevée, on obtient des prismes quadrilatères allongés, qui sont assez volumineux; ces cris-

taux, formés par les deux acides, donnent, lorsqu'on les met dans de l'eau, du gaz acide nitreux. Cet acide est sans usage; respiré pur, il irrite fortement la poitrine, détermine un sentiment pénible de constriction, suivi très-promptement de la mort.

Composition. Lorsqu'on décompose cet acide en le faisant passer à travers un fil de fer incandescent (*voy.* § 141), et que l'on détermine le poids de l'oxigène qui s'est fixé sur le fer, et celui de l'azote obtenu à l'état de gaz, on voit que cet acide est formé de 100 parties d'oxigène et de 43,90 d'azote; ou en volume, de 2 d'oxigène et de 1 d'azote. Si on calcule sa composition d'après la théorie des atomes, et qu'on le suppose formé d'un atome d'azote (dont le poids est 1,75) et de 4 atomes d'oxigène (dont le poids est 4), on le trouvera formé de 100 d'oxigène et de 43,75 d'azote.

Poids d'un atome d'acide nitreux. Il est de 5,75, somme du poids d'un atome d'azote et de 4 atomes d'oxigène.

Préparation. On introduit dans une cornue de verre lutée du nitrate de plomb parfaitement désséché (1); le col de la cornue se rend dans un ballon vide, bitubulé, dont l'une des tubulures, munie d'un bouchon percé, donne passage à un tube de sûreté recourbé qui va se rendre au fond d'une éprouvette vide, entourée d'un mélange réfrigérant fait avec du sel et de la glace; on lute les jointures, et on chauffe graduellement la cornue disposée sur un fourneau à réverbère; on ne tarde pas à observer des vapeurs rougeâtres; une portion de l'acide nitreux se condense dans le récipient en un liquide jaune; une autre portion, d'une couleur blanchâtre, se solidifie dans l'éprouvette et il se dégage du gaz oxigène; enfin il reste

(1) Ce nitrate est formé de protoxide de plomb et d'acide nitrique; et celui-ci peut être considéré comme un composé d'acide nitreux et d'oxigène.

dans la cornue du protoxide de plomb jaune. On voit évidemment que l'acide nitrique du nitrate desséché a été décomposé en oxigène et en acide nitreux anhydre.

De l'Acide nitrique ou azotique (eau forte).

L'acide nitrique n'a jamais été trouvé pur dans la nature ; on le rencontre cependant combiné avec la chaux, la potasse et la magnésie. Il est composé d'azote et d'oxigène ; cependant il nous sera commode, dans plusieurs circonstances, de le regarder comme formé de protoxide d'azote et d'oxigène, ou bien de deutoxide d'azote et d'une moindre quantité d'oxigène, ou bien encore de gaz acide nitreux et d'une plus petite quantité d'oxigène Comme pour l'acide sulfurique, on n'a jamais pu l'obtenir privé d'eau.

144. Il est liquide, incolore, transparent, doué d'une odeur particulière désagréable et d'une saveur excessivement acide ; il rougit l'*infusum* de tournesol avec la plus grande énergie, et tache la peau en *jaune* avant de la désorganiser ; sa pesanteur spécifique, lorsqu'il est très-concentré, est de 1,554.

145. A la *température* de 150° thermomètre centigrade, l'acide nitrique entre en ébullition et donne des vapeurs qui, étant condensées dans un récipient, constituent l'acide nitrique distillé; mais si, à l'aide d'un appareil convenable, on fait passer ces vapeurs à travers un tube de porcelaine ou de verre luté et incandescent, on les décompose et l'on obtient du gaz deutoxide d'azote et du gaz oxigène : ces deux gaz se combinent de nouveau pour former du gaz acide nitreux lorsque la température est sensiblement diminuée. Exposé à un froid de 50° à 55°—0°, l'acide nitrique le plus concentré peut être gelé, comme il résulte des expériences faites en l'an 6 par M. Vauquelin ; alors il jaunit, acquiert la consistance du beurre, et laisse dégager quelques vapeurs

orangées. La *lumière* solaire décompose en partie l'acide nitrique ; la portion décomposée se transforme en gaz oxigène qui se dégage, et en gaz acide nitreux qui reste dissous dans l'acide nitrique non décomposé, et qu'il colore d'abord en jaune, puis en orangé foncé.

146. Le gaz *oxigène* n'exerce aucune action sur cet acide; cependant on peut, par des moyens indirects, le combiner avec une très-grande quantité d'oxigène et former de l'acide *nitrique oxigéné*. (*Voyez* §149.) La majeure partie des corps simples non métalliques précédemment étudiés décomposent l'acide nitrique, et lui enlèvent d'autant plus d'oxigène que leur affinité pour cet agent est plus forte, la température plus élevée, et que l'acide est plus concentré. Si l'on fait passer ensemble et avec précaution de la vapeur d'acide nitrique et un excès de *gaz hydrogène* dans un tube de porcelaine rouge, on obtient de l'eau et du gaz azote; si la quantité du gaz hydrogène employé est moindre, il n'en résulte que de l'eau et du gaz deutoxide ou protoxide d'azote. En chauffant doucement une fiole dans laquelle on a mis du *bore* et de l'acide nitrique, il se forme de l'acide borique, et l'acide nitrique se trouve réduit à de l'azote, ou à du gaz protoxide ou deutoxide d'azote.

Propriétés essentielles. 1°. En substituant le *charbon* au bore, on obtient du gaz acide carbonique, et du gaz deutoxide d'azote incolore ; mais celui-ci ne tarde pas à absorber l'oxigène de l'air, passe à l'état de gaz acide *nitreux* orangé, en sorte que la fiole se trouve remplie par des vapeurs de cette couleur. Parmi les acides incolores, l'acide nitrique seul donne des vapeurs *orangées* lorsqu'il est chauffé avec le charbon pulvérisé. 2°. L'action du *phosphore* sur l'acide nitrique est analogue à celle du bore et du charbon : seulement elle est plus vive, parce que le phosphore fond avec la plus grande facilité et présente plus de surface; il en résulte de l'acide phosphorique et du gaz azote, deutoxide

d'azote. 3°. Le *soufre* chauffé avec cet acide passe à l'état d'acide sulfurique, et il se dégage du gaz deutoxide d'azote : ce corps simple agit avec moins d'énergie sur l'acide nitrique que ceux dont nous venons de parler.

L'*iode* n'exerce aucune action à froid sur l'acide nitrique; si on élève la température, il se volatilise sous la forme de vapeurs violettes, et l'acide n'est point décomposé. Le *chlore* et l'*azote* n'agissent point sur cet acide. Exposé à l'*air humide*, il répand des vapeurs blanches.

147. Lorsqu'on mêle une partie d'*eau* et deux parties d'acide nitrique concentré, la température s'élève de 40° à 46° th. cent.; en ajoutant une plus grande quantité d'eau, la température baisse : dans tous les cas, l'acide se trouve affaibli, et peut être ramené à son degré primitif de concentration par la chaleur. Le gaz *oxide de carbone* et l'*oxide de phosphore* enlèvent une certaine quantité d'oxigène à l'acide nitrique. Lowitz a mis cette propriété à profit pour priver le phosphore d'une certaine quantité d'oxide : en effet, si l'on traite ce phosphore en partie oxidé par l'acide nitrique, les molécules oxidées se trouvant très-divisées, sont plus tôt attaquées par l'acide, et transformées en acide phosphorique que celles du phosphore pur.

Le gaz *deutoxide d'azote* exerce sur lui une action remarquable. Si l'on fait arriver pendant plusieurs jours ce gaz bulle à bulle dans de l'acide nitrique pur, très-concentré et à la température ordinaire, on remarque que celui-ci est en partie décomposé; la liqueur devient bleue, passe ensuite au vert; et si l'opération est continuée, finit par devenir jaune orangée. Ces liquides diversement colorés sont formés par une plus ou moins grande quantité d'acide nitrique, d'eau, d'acide nitreux et de gaz nitreux (deutoxide d'azote).

Théorie. L'acide nitrique décomposé peut être considéré comme formé

d'acide nitreux + oxigène.
On y fait arriver du gaz..... deutoxide d'azote.

Ce gaz s'empare de l'oxigène, au-dessous duquel nous l'avons placé, ramène l'acide nitrique à l'état d'acide nitreux et y passe lui-même; l'acide nitreux résultant reste uni avec l'eau, avec l'acide nitrique non décomposé, et avec une partie du gaz nitreux ajouté.

148. Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* sont sans action sur l'acide nitrique. L'acide *sulfurique* concentré le décompose à la température de cent et quelques degrés, s'empare de son eau; et l'acide nitrique ne pouvant pas rester seul, se transforme en gaz acide nitreux et en gaz oxigène : l'expérience peut être faite en mêlant dans une cornue 4 parties d'acide sulfurique et une d'acide nitrique. Les acides *phosphoreux* et *sulfureux*, chauffés avec l'acide nitrique, se combinent avec une portion de son oxigène et passent à l'état d'acide phosphorique et sulfurique. L'acide nitrique, versé dans une dissolution concentrée d'acide *iodique*, forme des cristaux rhomboïdaux aplatis, composés des deux acides. Raimond Lulle découvrit l'acide nitrique en 1225.

Usages. Il est employé pour dissoudre les métaux, pour laver les boiseries, et comme réactif. Il a été regardé pendant quelque temps comme un puissant anti-vénérien, et administré comme tel à la dose d'un à 4 gros par jour dans une pinte d'eau; mais l'expérience n'a pas tardé à prouver qu'il était inférieur à un très-grand nombre d'autres préparations anti-vénériennes. Il entre dans la composition de la pommade oxigénée, que l'on a également préconisée comme anti-vénérienne. (Voyez *Graisse.*) Uni à l'alcool, il constitue l'esprit de nitre dulcifié : du reste, il peut être utile dans tous les cas où nous avons conseillé les acides. (*Voyez* § 115.)

C'est, parmi les acides, celui qui donne le plus souvent lieu à l'empoisonnement; les symptômes qu'il détermine sont les mêmes que ceux qui sont développés par les autres substances corrosives et âcres; mais il colore souvent en jaune la peau des lèvres et quelques parties du canal digestif; cependant ce caractère manque quelquefois, surtout dans l'estomac, dont les membranes fortement enflammées offrent une couleur rouge de sang. Parmi les remèdes proposés pour neutraliser l'acide et combattre l'empoisonnement, le plus efficace et le moins dangereux est la magnésie calcinée et délayée dans une grande quantité d'eau: en effet, elle forme avec l'acide un nitrate qui exerce à peine de l'action sur l'économie animale. On peut, à défaut de magnésie, employer avec succès l'eau de savon, le carbonate de chaux, les yeux d'écrevisse, etc. (*Voyez* ma *Toxicologie générale*, tom. 1er, 2e édition.)

Composition. Il est parfaitement prouvé que 133 parties de gaz deutoxide d'azote, en volume, sont transformées en acide nitrique lorsqu'on les met en contact avec 100 parties d'oxigène en volume; mais 133 volumes de gaz deutoxide d'azote se composent de 66,66 volumes d'azote et de 66,66 volumes d'oxigène : donc, l'acide nitrique est formé de 66,66 volumes d'azote et de 166,66 d'oxigène, ou en représentant le volume d'azote par 1, d'un volume d'azote et de $2\frac{1}{2}$ volumes d'oxigène, ou de 35,12 d'azote et de 100 d'oxigène en poids. En calculant la composition de cet acide d'après la théorie des atomes, et en admettant qu'il est formé d'un atome d'azote (dont le poids est 1,75) et de 5 atomes d'oxigène (qui pèsent 5), on le trouve, au contraire, composé de 100 d'oxigène et de 38,33 d'azote en poids.

Poids d'un atome d'acide nitrique. Il est de 6,75, somme du poids d'un atome d'azote et de cinq atomes d'oxigène.

Préparation. On prépare l'acide nitrique dans les laboratoires en mettant dans une cornue 16 parties de nitrate de potasse du commerce (1), et 10 parties d'acide sulfurique concentré; on adapte à la cornue une allonge, et à celle-ci un récipient bitubulé, dont une des tubulures sert à donner passage à un tube de sûreté recourbé propre à recueillir les gaz; on lute toutes les jointures et on chauffe graduellement la cornue disposée à feu nu sur un fourneau muni de son laboratoire. Voici les phénomènes et les produits de cette opération, que l'on peut en quelque sorte diviser en trois époques : 1° apparition de vapeurs rougeâtres, formation d'eau, de chlore et de gaz acide nitreux qui se condensent dans le ballon; 2° décoloration de l'appareil, vapeurs blanches composées d'acide nitrique et d'eau, qui se condensent également dans le ballon; 3° nouvelle apparition de vapeurs d'un rouge foncé, formation d'acide nitreux et dégagement de gaz oxigène : il reste dans la cornue du sulfate de potasse plus ou moins acide. *Théorie de la première époque.* Le nitrate de potasse du commerce contient une certaine quantité d'hydro-chlorate de soude; l'acide sulfurique s'empare à-la-fois de la potasse et de la soude, par conséquent les acides nitrique et hydro-chlorique sont mis à nu : or, ces acides réagissent l'un sur l'autre, et se décomposent de manière à former de l'eau, du chlore et de l'acide nitreux volatils. (Voyez *Eau régale*, § 154.) Une portion du gaz acide nitreux obtenu dans cette première époque provient encore de ce que les premières parties d'acide nitrique dégagées du nitrate de potasse sont décomposées par la grande quantité d'acide sulfurique avec laquelle elles sont en contact.

(1) Le nitrate de potasse pur est formé d'acide nitrique et de potasse; celui du commerce contient un peu d'hydro-chlorate de soude (composé de soude et d'acide hydro-chlorique).

(Voyez *la troisième époque.*) Dans la *deuxième époque*, le nitrate de potasse seul est décomposé, puisqu'il n'existe plus d'hydro-chlorate, et l'on n'obtient que de l'acide nitrique. Enfin, dans la *troisième époque*, l'acide nitrique cède l'eau qu'il contient à l'acide sulfurique (*voyez* § 148); et comme il ne peut pas exister seul, il est décomposé en gaz acide nitreux et en gaz oxigène.

Il résulte de ce qui vient d'être établi que le produit liquide jaunâtre condensé dans le récipient à la fin de l'opération est formé d'acide nitrique, de chlore, d'acide nitreux, d'eau, et d'une portion d'acide sulfurique qui s'est volatilisé. On le purifie en le chauffant lentement dans un appareil semblable au précédent, pour en séparer le chlore et le gaz acide nitreux; l'appareil ne tarde pas à se remplir de vapeurs rougeâtres, et l'acide contenu dans la cornue se décolore : alors il est formé d'acide nitrique, d'acide sulfurique et d'un peu de chlore. On suspend l'opération : on introduit dans la cornue du nitrate de baryte cristallisé et pur, et on procède de nouveau à la distillation : l'acide sulfurique se combine avec la baryte, forme un composé fixe et insoluble, tandis que l'acide nitrique et le chlore se volatilisent. On distille encore cet acide sur du nitrate d'argent cristallisé qui s'empare du chlore, et alors l'acide, débarrassé de toute matière étrangère, se volatilise et vient se condenser dans le récipient.

On prépare l'acide nitrique en grand en chauffant le nitrate de potasse et l'acide sulfurique dans des tuyaux de fonte que l'on fait communiquer, à l'aide d'allonges, avec des fontaines de grès où l'acide est recueilli. On emploie 42 livres d'acide sulfurique et 95 livres de nitre, et l'on obtient du sulfate de potasse qui est à peine acide. Autrefois on le préparait avec le nitre et l'argile.

De l'Acide nitrique oxigéné.

149. Cet acide vient d'être découvert par M. Thenard ; il n'existe pas dans la nature. Il ressemble au précédent par ses propriétés physiques. Il abandonne son oxigène lorsqu'on le fait bouillir pendant quelque temps, et passe à l'état d'acide nitrique. Il dissout à merveille tous les métaux que l'acide nitrique ordinaire peut dissoudre ; en général, cette dissolution a lieu sans dégagement de gaz, parce que le métal est oxidé par l'oxigène de l'acide oxigéné. Il n'attaque point l'or.

Il forme, avec les oxides métalliques, des sels facilement décomposables par la chaleur, et par conséquent difficiles à faire cristalliser. Il dissout avec la plus grande facilité les peroxides de manganèse et de plomb, propriété que ne partage pas l'acide nitrique ordinaire. M. Thenard le croit formé d'un volume d'azote et de trois volumes d'oxigène ; il n'a point d'usages. Nous élèverons sur l'existence de cet acide les mêmes doutes que sur celle de l'acide sulfurique oxigéné. *(Voyez* § 135 *bis.)*

149 *bis. Préparation.* On fait dissoudre dans l'acide nitrique faible le deutoxide de barium, délité et délayé dans sept à huit fois son poids d'eau : on obtient une dissolution neutre à laquelle on ajoute de l'acide sulfurique, qui transforme le deutoxide de barium en protoxide et en oxigène : celui-ci reste uni avec l'acide nitrique, tandis que le protoxide se combine avec l'acide sulfurique et donne naissance à du proto-sulfate de baryte blanc insoluble qui se précipite. On décante le liquide dans lequel se trouve l'acide nitrique oxigéné, que l'on peut concentrer en le mettant dans une capsule sous le récipient de la machine pneumatique, à côté d'une autre capsule contenant de la chaux vive, et en faisant le vide.

ARTICLE V.

Des Combinaisons du phtore avec les corps simples précédemment étudiés.

De l'Acide hydro-phtorique (fluorique).

150. L'*acide hydro-phtorique* (*fluorique*) n'a jamais été trouvé dans la nature. Préparé par l'art, il se présente sous la forme d'un liquide incolore, d'une odeur très-pénétrante, et d'une saveur caustique insupportable; il rougit l'*infusum* de tournesol avec beaucoup d'énergie; on ignore quelle est sa pesanteur spécifique.

Il entre en ébullition à environ 30°, et il ne se congèle pas à 40° — 0. Le gaz oxigène et les substances *simples non métalliques* n'exercent sur lui aucune action. Exposé à l'*air*, il répand des vapeurs blanches très-épaisses. L'*eau* se combine avec lui en toutes proportions; chaque goutte d'acide que l'on fait tomber dans ce liquide développe une chaleur telle, que l'on entend un bruit semblable à celui qui se produirait si l'on y plongeait un fer rouge, en sorte qu'il y aurait du danger à verser dans de l'eau une certaine quantité d'acide hydro-phtorique à-la-fois. Il n'agit point sur les *oxides de carbone, de phosphore et d'azote*, ni sur les *acides* précédemment étudiés. Si l'on soumet à l'action de la pile voltaïque l'acide *hydro-phtorique* liquide privé d'eau, il répand des vapeurs épaisses et se décompose; le gaz hydrogène se porte vers le pole résineux, tandis que le pthore, attiré par le fluide vitré, se combine avec le fil de platine qui est à l'extrémité de ce pole, le corrode, et forme une poudre couleur de chocolat, composée sans doute de phtore et de platine.

Schéele est le premier chimiste qui ait parlé de l'acide fluorique; mais il n'avait pas été obtenu concentré avant

les recherches de MM. Gay-Lussac et Thenard. M. Ampère a indiqué qu'il était formé d'hydrogène et d'un radical; et M. Davy a fait un très-grand nombre d'expériences à l'appui de cette assertion. Il est employé pour graver sur le verre. (Voyez *Verre.*)

Composition. Tout porte à croire que l'acide fluorique est composé d'hydrogène et de phtore : quelques chimistes pensent cependant qu'il est formé par ce corps et par l'oxigène.

Préparation. (Pl. 10, fig. 63.) On prend une cornue de plomb composée de deux pièces *A*, *B*, entrant à frottement l'une dans l'autre; on introduit dans la moitié *A* une partie de phtorure de calcium blanc, cristallisé, pur, passé au tamis (substance formée de phtore et de calcium, appelée encore *fluate de chaux*); on le délaye dans 2 parties d'acide sulfurique concentré; on adapte la moitié supérieure *B* à la partie inférieure *A*; le col de cette cornue se rend dans un récipient en plomb *E*, d'une forme particulière, que l'on entoure de glace et qui se termine par une très-petite ouverture; on dispose l'appareil sur un fourneau; on lute les deux pièces de la cornue avec de la terre, et la jointure du col avec du lut gras; on chauffe lentement pour ne pas opérer la fusion du plomb, et l'on obtient dans le récipient de l'acide hydro-phtorique liquide, tandis qu'il reste dans la cornue du sulfate de chaux; d'où il suit que le phtorure de calcium et une portion de l'eau contenue dans l'acide sulfurique ont été décomposés; le phtore s'est uni à l'hydrogène de l'eau pour former de l'acide hydro-phtorique (fluorique), tandis que le calcium s'est combiné avec l'oxigène de ce liquide pour passer à l'état de chaux qui reste dans la cornue combinée avec l'acide sulfurique. On démonte l'appareil pour en retirer l'acide et le conserver dans des flacons d'argent dont le bouchon est extrêmement poli. Il faut éviter, 1° l'emploi de

vases de verre, dont la silice serait dissoute par l'acide; 2° celui des bouchons qui bouchent mal, car l'acide se dégagerait sous la forme de vapeurs; 3° enfin le contact de ces vapeurs, qui sont excessivement caustiques.

De l'Acide phtoro-borique (fluo-borique).

151. Le gaz acide *phtoro-borique* est constamment un produit de l'art; il est incolore, doué d'une odeur piquante et suffocante, analogue à celle du gaz acide hydro-chlorique; il rougit l'*infusum* de tournesol avec énergie, et éteint les corps enflammés; sa pesanteur spécifique est de 2,371. Il n'est altéré par aucun des fluides *impondérables*, ni par l'*oxigène*, ni par aucun des corps *simples* étudiés jusqu'ici.

Propriété essentielle. Exposé à l'air ou à l'action de tout autre gaz humide, il s'empare avec avidité de l'eau qu'ils contiennent et produit des vapeurs excessivement épaisses, en sorte qu'il peut servir avec le plus grand succès pour déterminer si un gaz est sec ou humide.

L'*eau*, à la température et à la pression ordinaires, peut dissoudre, d'après M. John Davy, sept cents fois son volume de ce gaz, ce qui fait environ deux fois son poids; d'où il résulte qu'il est beaucoup plus soluble que le gaz acide *hydro-chlorique*. L'acide phtoro-borique liquide concentré est limpide, fumant et très-caustique; il perd un cinquième du gaz qu'il renferme lorsqu'on le chauffe. Les oxides de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote*, ainsi que les *acides* précédemment étudiés, n'agissent point sur lui. Il a été découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thenard. Il est sans usages.

Composition. On ne connaît pas encore les proportions de bore et de phtore qui constituent cet acide.

Préparation. On introduit dans une petite fiole de verre,

et mieux de plomb, munie d'un tube recourbé, 2 parties de phtorure de calcium pur en poudre, et une partie d'acide borique vitrifié et pulvérisé; on les mêle intimement avec 12 parties d'acide sulfurique concentré, et on chauffe : quelques minutes après, le gaz se dégage et va se rendre sous des cloches remplies de mercure; on ne le recueille que lorsqu'il répand dans l'air des vapeurs excessivement épaisses, et il n'est pur que lorsqu'il est entièrement absorbé par l'eau. *Théorie.* L'acide borique est décomposé; le bore s'unit au phtore et produit le gaz dont nous parlons, tandis que l'oxigène se porte sur le calcium, et forme de la chaux qui reste combinée avec l'acide sulfurique.

ARTICLE VI.

Des Combinaisons de l'hydrogène avec les corps simples précédemment étudiés.

Les composés dont nous devons étudier les propriétés sont au nombre de sept; trois sont acides, savoir : l'acide hydro-chlorique, l'acide hydriodique et l'acide hydro-sulfurique : on les a désignés sous le nom général d'*hydracides;* les quatre autres sont les gaz hydrogène carboné, hydrogène proto et deuto-phosphoré; enfin le gaz hydrogène azoté (ammoniac). Nous allons commencer par les premiers, afin de ne pas interrompre la série des acides formés par les corps simples non métalliques.

De l'Acide hydro-chlorique (muriatique).

L'acide hydro-chlorique se rencontre dans un assez grand nombre d'eaux thermales de l'Amérique; mais il se trouve principalement combiné avec des oxides métalliques à l'état d'hydro-chlorate. Séparé des substances qui peuvent le fournir, il est gazeux.

Gaz acide hydro-chlorique.

152. Il est incolore, transparent, élastique, doué d'une odeur suffocante, et d'une saveur âcre, caustique; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol et éteint les bougies : avant que la flamme disparaisse, la partie supérieure devient verdâtre. Sa pesanteur spécifique est de 1,2474.

Il n'est point décomposé par le *calorique*, et il ne change point d'état lors même qu'il est exposé à un froid de 50°—0. Il réfracte la *lumière;* son pouvoir réfringent est de 1,19625. Soumis à un courant d'étincelles *électriques*, il est décomposé en hydrogène et en chlore gazeux. Quelle que soit sa température, il est sans action sur le gaz *oxigène* et sur les substances *simples non métalliques* pures. Une mesure de *charbon* de buis absorbe 85 mesures de gaz acide hydrochlorique.

Propriétés essentielles. 1°. Exposé à l'air humide, il se combine avec l'eau suspendue dans l'atmosphère, et répand des vapeurs blanches assez épaisses, douées d'une odeur piquante. 2°. Si l'on débouche un flacon rempli de gaz acide hydro-chlorique, après l'avoir plongé perpendiculairement dans de l'*eau* contenue dans une terrine, le liquide s'élance avec force dans le flacon, dissout en un clin d'œil la totalité du gaz et remplit le flacon. Un morceau de glace introduit dans une cloche pleine de ce gaz est fondu avec autant de rapidité que par des charbons rouges, et le gaz se trouve absorbé en quelques instans. On a prouvé que l'eau, à la température de 20° et à la pression de 28 pouces de mercure, pouvait dissoudre 464 fois son volume de gaz acide hydro-chlorique, ou les $\frac{77}{100}$ de son poids : ainsi dissous dans l'eau, il constitue l'acide hydro-chlorique liquide incolore, dont la pesanteur spécifique, d'après M. Thomson, est de 1,203 lors-

qu'il a été saturé à 15°,5. Exposé à l'air, cet acide liquide concentré perd une portion du gaz et répand des vapeurs blanches; il en perd davantage lorsqu'on le chauffe : dans l'un et l'autre cas, il s'affaiblit.

Les oxides de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur le gaz acide hydro-chlorique; il en est de même des acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique* et *phosphoreux*.

153. L'acide *sulfurique* très-concentré, mêlé avec l'acide hydro-chlorique liquide également très-concentré, s'empare de l'eau qu'il renferme; la température s'élève, et il en résulte une vive effervescence due au dégagement du gaz acide hydro-chlorique. L'acide *iodique* le décompose sur-le-champ en se décomposant lui-même; l'oxigène de l'un s'empare de l'hydrogène de l'autre, tandis que l'iode se combine avec le chlore. Le *protoxide de chlore* et l'*acide chlorique* décomposent cet acide à froid; l'oxigène se porte sur l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique, forme de l'eau, tandis que le chlore des deux acides est mis à nu.

154. L'action de l'acide *nitrique* sur ce corps est très-importante. Si les deux acides sont affaiblis, ils ne font que se mêler à froid; mais s'ils sont concentrés, ils se décomposent en partie même à froid, soit qu'on les emploie à l'état liquide, ou que l'acide hydro-chlorique soit à l'état de gaz; et il en résulte un acide liquide d'un rouge jaunâtre, connu depuis long-temps sous le nom d'*eau régale*, parce qu'il dissout l'or, que l'on appelait autrefois le *roi des métaux*. Les produits de cette décomposition sont de l'eau, du chlore et de l'acide nitreux.

Théorie. L'acide nitrique est formé

	d'oxigène	+	acide nitreux.
L'acide hydro-chlorique est composé.....	d'hydrogène	+	chlore.

L'oxigène de l'un se combine avec l'hydrogène de l'autre

et forme de l'eau; une partie du chlore mis à nu se dégage à l'état de gaz, l'autre partie reste dans le liquide ; il en est de même de l'acide *nitreux*; mais la quantité de cet acide qui reste en dissolution dans le liquide est d'autant plus grande que l'on a employé plus d'acide nitrique, d'où il résulte que l'eau régale est formée d'acide nitreux, de chlore, d'eau, et des acides nitrique et hydro-chlorique non décomposés. Le gaz acide *nitreux* n'exerce aucune action sur l'acide hydro-chlorique. La découverte de cet acide paraît être due à *Glauber*.

Usages. On l'emploie pour faire l'eau régale et plusieurs hydro-chlorates, pour analyser un très-grand nombre de minéraux, et pour séparer la chaux de l'indigo que l'on retire du pastel, etc. On s'en sert en médecine, 1°. dans tous les cas où les acides sont indiqués ; 2°. pour préparer des pédiluves irritans; 3°. pour toucher les aphthes gangreneuses : on le mêle à cet effet avec deux fois son poids de miel, et on applique une petite quantité du mélange à l'aide d'un pinceau fait avec du linge effilé ; 4°. on l'emploie encore, dans cette même maladie, sous la forme de gargarisme : dans ce cas il doit être étendu d'eau ; 5°. enfin, on prétend avoir traité la teigne avec succès à l'aide d'un onguent fait avec l'axonge et l'acide hydro-chlorique.

Composition. Puisqu'on obtient deux volumes d'acide hydro-chlorique en combinant un volume de chlore et un volume d'hydrogène, il est évident, 1°. que les deux gaz s'unissent sans aucune contraction apparente; 2°. que l'acide hydro-chlorique est formé de parties égales de chlore et d'hydrogène en volume; 3°. que sa densité est égale à la moitié de la somme de celle du chlore et de l'hydrogène. Si on réduit les volumes en poids, on aura 1 d'hydrogène et 33,73 de chlore. En supposant avec M. Thomson que l'acide hydro-chlorique est formé d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125) et d'un atome de chlore (dont le poids

est 4,5), on le trouvera composé d'une partie d'hydrogène et de 36 parties de chlore en poids (1).

Poids d'un atome d'acide hydro-chlorique. Il est de 4,625, somme du poids d'un atome d'hydrogène et d'un atome de chlore.

Préparation. On met dans une fiole à laquelle on adapte un tube recourbé, du sel gris, qui est principalement formé d'hydro-chlorate de soude; on y ajoute un peu d'acide sulfurique concentré, qui s'empare de la soude et met à nu le gaz acide hydro-chlorique que l'on recueille sur le mercure après avoir laissé passer les premières portions qui contiennent de l'air. Pour obtenir cet acide liquide, on se sert de l'appareil que nous avons décrit en parlant du chlore (*voyez* pl. 9, fig. 57); on introduit dans le matras *D* 10 livres de sel gris, et dans les flacons *A*, *B*, 8 livres d'eau distillée; on met un peu d'eau dans le vase *F*, afin de condenser les matières étrangères; on lute toutes les jointures, et on verse peu à peu, par le tube *VE*, 7 livres et demie d'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau: le gaz se dégage sur-le-champ, et se dissout dans l'eau des divers flacons : ce n'est qu'au bout de quelques heures, lorsque tout l'acide a été versé, que l'on doit élever la température, et chauffer jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien. Si l'opération est conduite comme nous venons de le dire, on obtient 12 livres d'acide hydro-chlorique liquide concentré, et l'eau du premier flacon *F* ne se colore en

(1) Cette différence entre les proportions, calculées d'après les volumes ou d'après les atomes, tient uniquement à ce que les densités de l'hydrogène et du chlore, qui ont servi de base au calcul, ne sont pas les mêmes. M. Thomson admet que la densité de l'hydrogène est de 0,694 et celle du chlore 2,500; tandis que, suivant nous, la première est 0,7321, et la seconde 2,470.

jaune que vers la fin : ce phénomène est dû à la formation d'une huile animale jaune produite par la décomposition du mucus contenu dans le sel de la mer. Si l'on chauffe le mélange dans le commencement, la décomposition du mucus a lieu plus tôt, et l'eau du premier flacon ne tarde pas à se colorer. Enfin, si l'on a pris, au lieu de sel gris, du sel des salpêtriers, qui contient des nitrates, tandis que le sel gris n'en renferme pas, on obtient, outre l'acide hydro-chlorique, du chlore et de l'acide nitreux qui colorent également l'acide en jaune. Dans tous les cas, aussitôt qu'il ne se dégage plus de gaz, on doit verser de l'eau bouillante dans le matras *D*, afin de dissoudre et de retirer le sulfate de soude formé, qui, sans cela, s'attacherait fortement à ses parois.

De l'Acide hydro-chlorique oxigéné.

155. Cet acide vient d'être découvert par M. Thenard. Il est liquide, incolore, très-acide, et presque inodore. Il abandonne, à la température de l'ébullition, une certaine quantité d'oxigène. Mis en contact avec du zinc, il lui cède son oxigène; l'oxide de zinc formé se dissout dans l'acide hydro-chlorique; il n'y a point d'effervescence. Il n'attaque point l'or, du moins dans l'espace de quelques minutes. Versé sur de l'oxide d'argent, il se décompose en décomposant l'oxide, et il se dégage du gaz oxigène qui produit une vive effervescence.

Théorie. On peut représenter l'acide oxigéné par :

(Hydrogène + chlore) + oxigène.

Et l'oxide par..... Oxigène + argent.

Eau. Chlorure d'argent.

L'hydrogène de l'acide s'unit avec l'oxigène de l'oxide

pour former de l'eau, tandis que le chlore se combine avec l'argent, et donne naissance à du sous-chlorure d'argent violet insoluble; l'oxigène de l'acide oxigéné est mis à nu.

156. On obtient l'acide hydro-chlorique oxigéné en faisant dissoudre dans l'acide hydro-chlorique du deutoxide de barium, et on précipite la dissolution par l'acide sulfurique, comme nous l'avons dit § 149 *bis*. L'acide hydro-chlorique oxigéné obtenu par ce moyen peut encore être sur-oxigéné; il ne s'agit, pour cela, que de le saturer de deutoxide de barium, et de le traiter de nouveau par l'acide sulfurique. Lorsqu'après avoir répété cinq ou six fois cette opération, on s'aperçoit que l'acide ne prend plus d'oxigène, on parvient à le suroxider par le moyen suivant : on le verse sur du sulfate d'argent; il se produit tout-à-coup de l'acide sulfurique oxigéné, de l'eau et du chlorure d'argent § 135; on filtre; on mêle l'acide sulfurique oxigéné obtenu avec de l'acide hydro-chlorique, mais en moindre quantité que n'en contient l'acide hydro-chlorique oxigéné dont on se sert d'abord : alors, dans le mélange d'acide sulfurique oxigéné et d'acide hydro-chlorique, on verse assez d'eau de baryte pour précipiter tout l'acide sulfurique, qui, en se déposant, cède son oxigène à l'acide hydro-chlorique, et le fait passer à l'état d'acide sur oxigéné. C'est à l'aide de ce moyen que M. Thenard est parvenu à obtenir de l'acide hydro-chlorique oxigéné qui contenait seize fois autant d'oxigène que d'acide hydro-chlorique réel.

Nous élèverons sur l'existence de cet acide les mêmes doutes que sur celle de l'acide sulfurique oxigéné. (*Voyez* § 135 *bis*.)

De l'Acide hydriodique.

157. L'acide hydriodique, découvert en 1814 par M. Gay-Lussac, se présente sous la forme d'un gaz incolore dont l'odeur ressemble à celle du gaz acide hydro-chlorique; sa saveur est très-acide, piquante et astringente; sa pesanteur spécifique est de 4,4430; il rougit l'*infusum* de tournesol et éteint les corps enflammés. Il se décompose en partie à une *température* rouge; mais sa décomposition est complète s'il est mêlé avec le gaz *oxigène :* alors il se forme de l'eau et l'iode est mis à nu.

Propriété essentielle. Le *chlore* le décompose sur-le-champ, lui enlève l'hydrogène, avec lequel il produit de l'acide hydro-chlorique, et l'iode paraît sous la forme de belles vapeurs pourpres qui se précipitent peu à peu, et qui se redissolvent dans un excès de chlore.

L'*eau* dissout une très-grande quantité de ce gaz, ce qui constitue l'acide liquide. Cet acide, comme l'acide sulfurique, perd une portion de son eau et se concentre par l'action de la chaleur; au-delà de 125°th. c., il commence à distiller, et il bout à 128°. Exposé à l'air, cet acide liquide, concentré, répand des vapeurs comme l'acide hydro-chlorique, se colore en rouge-brun, et s'altère: en effet, l'oxigène de l'air est absorbé par l'hydrogène, avec lequel il forme de l'eau; et l'iode, au lieu de se précipiter, se dissout dans la portion d'acide non décomposée et la colore; d'où il suit que l'*iode* a beaucoup d'affinité pour l'acide hydriodique. L'acide *sulfureux* ne lui fait éprouver aucune altération. L'acide *iodique* le décompose en se décomposant lui-même; il cède son oxigène à l'hydrogène de l'acide hydriodique pour former de l'eau, et l'iode appartenant aux deux acides se précipite. Les acides *sulfurique*, *nitrique* et *nitreux* concentrés le décomposent également et en précipitent l'iode. Il est sans usages.

Composition. Lorsqu'on décompose un volume de gaz acide hydriodique à l'aide du mercure, du chlore, etc., on trouve qu'il est formé d'un demi-volume d'hydrogène et d'un demi-volume de vapeur d'iode; ou, ce qui revient au même, de 100 d'iode et 0,833 d'hydrogène en poids. En calculant la composition de ce gaz d'après la *théorie des atomes*, et en supposant qu'il est formé d'un atome d'iode (dont le poids est 15,625) et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125), on le trouvera formé de 100 d'iode et de 0,800 d'hydrogène en poids.

Poids d'un atome d'acide hydriodique. Il est de 15,750, somme du poids d'un atome d'iode et d'un atome d'hydrogène.

Préparation. On peut préparer ce gaz en mettant de l'iodure de phosphore fait avec 16 parties d'iode et une partie de phosphore, dans une petite cornue à laquelle on a adapté un tube recourbé qui va se rendre sous des cloches pleines de mercure; on arrose avec un peu d'eau l'iodure, et l'on obtient du gaz acide hydriodique et du phosphore acidifié qui reste dans la cornue; d'où il suit que l'eau est décomposée; l'hydrogène se porte sur l'iode et l'oxigène sur le phosphore. On peut obtenir l'acide hydriodique *liquide* en faisant passer du gaz acide hydro-sulfurique dans une éprouvette contenant de l'eau et de l'iode; celui-ci décompose l'acide hydro-sulfurique, s'empare de l'hydrogène pour passer à l'état d'acide hydriodique, et le soufre se dépose; on laisse reposer le précipité, et on filtre la liqueur; ensuite on la chauffe pour en chasser l'excès d'acide hydro-sulfurique, et on la conserve à l'abri du contact de l'air.

De l'Acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

L'acide hydro-sulfurique se trouve dans certaines eaux minérales; il se produit souvent dans les lieux où il y a des matières animales en putréfaction; enfin il se rencontre dans les fosses d'aisance. Obtenu par l'art, il est gazeux.

158. *Gaz acide hydro-sulfurique.* Il est incolore, transparent, élastique, doué d'une odeur fétide très-désagréable, analogue à celle des œufs pourris; il éteint les corps enflammés et rougit l'*infusum* de tournesol; il décolore une multitude de substances végétales, telles que la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, l'orseille, plusieurs décoctions, l'*infusum* de tournesol lui-même qu'il rougit d'abord, etc.: dans toutes ces circonstances, la couleur est masquée et non détruite, puisqu'il suffit de volatiliser le gaz en le chauffant pour faire reparaître la couleur primitive. Sa pesanteur spécifique est de 1,1912.

Lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine *rouge*, il est en partie décomposé en hydrogène et en soufre; il est probable qu'il le serait complètement si on le soumettait à l'action d'un feu très-vif. *Lumière:* son pouvoir réfringent est inconnu. Un courant d'étincelles *électriques*, suivant M. Henry, en sépare l'hydrogène, et il se précipite du soufre.

159. Le gaz *oxigène* n'agit pas sur lui à froid; mais si on élève la température, il s'empare à-la-fois de l'hydrogène, avec lequel il forme de l'eau, et du soufre qu'il transforme en gaz acide sulfureux: cette expérience peut être faite dans l'eudiomètre à mercure. L'*hydrogène* et le *bore* sont sans action sur cet acide.

Une mesure de *charbon* de buis peut absorber 55 mesures de gaz acide hydro-sulfurique; lorsqu'on met le charbon ainsi imprégné en contact avec le gaz oxigène, celui-ci décom-

pose l'acide hydro-sulfurique, s'empare de son hydrogène pour former de l'eau, et le soufre est mis à nu : ce phénomène est accompagné d'un grand dégagement de chaleur. Le *soufre* ne peut pas se combiner directement avec lui; il existe cependant un liquide de consistance oléagineuse, connu sous le nom d'*hydrure de soufre*, qui paraît résulter de la dissolution du soufre extrêmement divisé dans ce gaz acide.

Propriétés essentielles. 1°. L'*iode* le décompose, s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydriodique, et met le soufre à nu. 2°. Si l'on mêle à la température ordinaire parties égales en volume de *chlore* gazeux et de ce gaz, la décomposition a lieu sur-le-champ avec dégagement de calorique et sans lumière; il se forme de l'acide hydro-chlorique, et le soufre se précipite : si le chlore est plus abondant, on obtient, outre ces produits, une certaine quantité de chlorure de soufre. 3°. Lorsqu'on approche une bougie allumée de l'ouverture d'une cloche remplie de gaz acide hydro-sulfurique, celui-ci s'enflamme, et les parois de la cloche ne tardent pas à être tapissées de soufre d'une couleur jaune; l'oxigène de l'air se combine de préférence avec l'hydrogène, forme de l'eau; il s'unit aussi avec une portion de soufre qu'il fait passer à l'état d'acide sulfureux; l'autre portion de soufre se dépose.

L'*azote* est sans action sur lui. L'*eau*, à la température ordinaire, peut dissoudre trois fois son volume de ce gaz, ce qui constitue l'acide hydro-sulfurique liquide. Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* n'agissent point sur lui. Il décompose l'acide sulfurique *concentré* à toutes les températures; son hydrogène s'unit à une portion de l'oxigène de l'acide sulfurique pour former de l'eau, et il y a dégagement d'acide sulfureux et précipitation de soufre : ces phénomènes n'ont lieu qu'au bout d'un certain temps.

L'acide sulfurique *affaibli* n'exerce aucune action sur l'acide hydro-sulfurique. (Vogel.)

Si l'on introduit dans une cloche placée sur le mercure 2 parties $\frac{1}{4}$ environ de gaz acide hydro-sulfurique, et une partie de gaz acide *sulfureux*, ces deux acides se décomposent sur-le-champ s'ils sont humides, et très-lentement s'ils sont parfaitement secs; l'oxigène de l'acide sulfureux forme de l'eau avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et le soufre faisant partie de l'un et de l'autre de ces gaz se précipite.

Les acides *iodique*, *chlorique* et *nitreux* sont instantanément décomposés par l'acide hydro-sulfurique à la température ordinaire; ils cèdent leur oxigène en totalité ou en partie à l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique; on obtient de l'eau, et le soufre se précipite. L'acide *nitrique* concentré et pur est également décomposé par l'acide hydro-sulfurique; il se dégage du gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux), et il se précipite du soufre; la décomposition n'a pas lieu si l'acide est étendu de 3 parties d'eau.

Usages. Cet acide est employé dans les laboratoires pour distinguer les unes des autres plusieurs dissolutions métalliques, et quelquefois même pour en séparer les métaux. Son action sur l'économie animale est des plus nuisibles; il asphyxie et tue subitement les animaux qui le respirent, même lorsqu'il est mêlé avec beaucoup d'air. Suivant MM. Dupuytren et Thenard, il suffit de $\frac{1}{1000}$ de ce gaz dans l'atmosphère pour faire périr les oiseaux qu'on y plonge; $\frac{1}{100}$ et souvent $\frac{1}{300}$ donnent la mort aux chiens les plus robustes. L'asphyxie connue sous le nom de *plomb*, à laquelle sont exposés les vidangeurs qui entrent dans les fosses d'aisance, doit être principalement attribuée à ce gaz. Il suffit, comme l'a prouvé M. Chaussier, d'exposer une partie quelconque de la surface du corps à son action

pour en éprouver les effets délétères; il en est de même lorsqu'on l'injecte dans le tissu cellulaire, l'estomac, les gros intestins, la plèvre, les vaisseaux, etc. : dans ces différentes circonstances, le gaz acide hydro-sulfurique plonge tous les organes dans un état adynamique. Il n'est jamais employé en médecine à l'état de gaz. Le meilleur moyen pour désinfecter une atmosphère où il est répandu, consiste à faire des fumigations de *chlore* (acide muriatique oxigéné), qui, comme nous l'avons dit, a la propriété de le transformer en gaz acide hydro-chlorique, et d'en précipiter le soufre. Son action sur l'économie animale est beaucoup moins forte lorsqu'il est à l'état liquide : dans ce cas, il se borne à exciter la peau et à modifier ses propriétés vitales: aussi l'emploie-t-on avec le plus grand succès dans une foule d'exanthèmes chroniques. Les eaux minérales sulfureuses de Barèges, de Cauterets, de Bagnères de Luchon, de Bonnes, etc., doivent leurs principales propriétés à cet acide, et l'on sait combien leur usage a été avantageux aux personnes atteintes de maladies chroniques de la peau, de scrophules, de rhumatismes *chroniques*, d'engorgemens rhumatiques, de paralysie, d'anciens ulcères opiniâtres, d'hydropisie des articulations, de suppurations internes, et principalement de celles des organes du bas-ventre. N'a-t-on pas vu dans quelques cas d'oppressions nerveuses de la poitrine, l'administration de ces eaux couronnée du plus grand succès? On les fait prendre à l'intérieur coupées avec du lait ou avec une décoction émolliente; on commence ordinairement par une pinte de cette boisson; ou bien on les emploie sous la forme de bains ou de douches. Les eaux sulfureuses artificielles, convenablement préparées, remplissent les mêmes indications.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties de gaz acide hydro-sulfurique en volume à l'aide de l'étain et de

la chaleur, on obtient 100 parties de gaz hydrogène : donc il renferme un volume d'hydrogène égal au sien ; d'où il suit qu'il est formé de 93,855 de soufre et de 6,145 d'hydrogène en poids. (*Voyez* §3, pag. 12.) Si on suppose l'acide hydro-sulfurique composé d'un atome de soufre (dont le poids est 2) et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125), on le trouvera formé de 93,855 de soufre et de 5,868 d'hydrogène (1).

Poids d'un atome d'acide hydro-sulfurique. Il est de 2,125, somme du poids d'un atome d'hydrogène et d'un atome de soufre.

Préparation. On fait chauffer lentement, dans une petite fiole, du sulfure d'antimoine pulvérisé (composé de soufre et d'antimoine), et 4 ou 5 parties d'acide hydro-chlorique liquide du commerce ; on obtient du gaz acide hydro-sulfurique pur que l'on recueille sur l'eau ou sur le mercure, et il reste dans la fiole du proto-hydro-chlorate d'antimoine. Il est évident que l'eau est décomposée ; l'hydrogène s'unit avec le soufre, tandis que l'oxigène se combine avec l'antimoine, le fait passer à l'état de protoxide, qui forme avec l'acide hydro-chlorique de l'hydro-chlorate d'antimoine.

On peut également employer le procédé suivant :

On fait un mélange de deux parties de limaille de fer et d'une de fleurs de soufre, que l'on introduit dans un matras avec une quantité d'eau suffisante pour faire une bouillie; on chauffe un peu le matras pour favoriser la combinaison du fer avec le soufre, et lorsque la masse a acquis une couleur noire, on y verse de l'acide sulfurique délayé de quatre fois son volume d'eau. L'acide hydro-sulfurique se dégage aussitôt après ; mais il renferme de l'hydro-

(1) On obtient ces nombres en admettant, avec M. Thomson, que la densité de l'acide hydro-sulfurique est de 1,180 au lieu de 1,1912, et que celle de l'hydrogène est de 0,0694 au lieu de 0,07321.

gène, et ne saurait être employé pour des expériences de recherches; il est cependant très-bon pour préparer les hydro-sulfates. Si on voulait obtenir l'acide hydro-sulfurique liquide, on ferait passer le gaz dans l'eau, en se servant de l'appareil décrit à l'article *Chlore*, qui est représenté (pl. 9, fig. 57). En général, lorsqu'on prépare de grandes quantités de ce gaz délétère dans des endroits peu aérés, on doit répandre de temps en temps du chlore, qui jouit de la faculté de le décomposer en s'emparant de son hydrogène.

ARTICLE VII.

Des Produits non acides formés par l'hydrogène et par un des corps simples précédemment étudiés.

Du Gaz hydrogène carboné. Le gaz hydrogène peut se combiner avec des quantités différentes de carbone, et former plusieurs gaz plus ou moins carbonés : nous nous occuperons seulement de celui qui contient le plus de carbone; on ne le trouve jamais dans la nature; celui que l'on rencontre dans la vase des marais et des eaux stagnantes n'est pas saturé de carbone, et il est constamment mêlé avec 14 ou 15 centièmes d'azote.

Le gaz *hydrogène per-carboné*, connu aussi sous le nom de *gaz oléfiant*, est incolore, insipide, doué d'une odeur empyreumatique désagréable, et sans action sur l'*infusum* de tournesol; il éteint les corps enflammés; sa pesanteur spécifique est de 0,9784.

160. Soumis à l'action du *calorique* dans un tube de porcelaine, il est décomposé, perd une portion de carbone et augmente de volume; l'augmentation de volume et le dépôt de carbone sont d'autant plus considérables que la température est plus élevée, en sorte qu'en graduant la chaleur, on peut obtenir une série de gaz plus

ou moins carbonés (Berthollet). *Lumière.* Son pouvoir réfringent est de 1,81860; s'il est moins carboné, il est de 2,09270. Le fluide *électrique* agit sur lui comme le calorique.

161. Le gaz *oxigène* ne l'altère pas à froid; mais si on élève la température d'un mélange d'une partie en volume de ce gaz et de cinq parties en volume de gaz oxigène, celui-ci est absorbé avec dégagement de calorique et de lumière, et il se produit de l'eau et du gaz acide carbonique. On peut s'assurer par cette expérience, qui peut être faite dans un eudiomètre à mercure, que le gaz hydrogène per-carboné, pour être complètement décomposé, exige trois fois son volume de gaz oxigène; il faut cependant mettre un excès de ce dernier pour éviter la rupture de l'instrument, qui aurait lieu à raison de l'expansion et de la prompte condensation de l'eau formée. Une mesure de *charbon* de buis absorbe 35 mesures de ce gaz.

Le *chlore* lui enlève l'hydrogène, forme de l'acide hydrochlorique, et le carbone est mis à nu, pourvu toutefois que le mélange soit placé dans les circonstances que nous avons indiquées en parlant de l'action du gaz hydrogène sur le chlore. (*Voyez* § 80.) Si l'on fait arriver dans un ballon du *chlore* gazeux et du gaz hydrogène per-carboné à la température ordinaire, on remarque, au bout d'un certain temps, qu'il se forme un liquide plus ou moins coloré qui ruisselle de toutes parts en stries fort déliées et qui va se réunir à la partie inférieure du ballon; ce liquide, regardé par les chimistes hollandais comme une huile, a le plus grand rapport avec l'éther hydro-chlorique; il est formé, suivant MM. Collin et Robiquet, de parties égales en volume de chlore et d'hydrogène per-carboné, et porte aujourd'hui le nom d'*éther du gaz oléfiant.* (Voyez *Ether hydro-chlorique*, tome II.) On ignore quelle est l'action des autres substances *simples non métalliques* sur le gaz hydrogène per-carboné.

Propriété essentielle. Si l'on approche une bougie allumée d'une cloche remplie de ce gaz, il s'enflamme lentement et donne naissance à de l'eau et à du gaz acide carbonique.

Il peut être regardé comme insoluble dans l'*eau*; si on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge avec de la vapeur d'eau, celle-ci est décomposée : on concevra facilement ce phénomène en se rappelant que, dans cette opération, le gaz dépose du charbon qui s'empare de l'oxigène de l'eau. Ceux des *acides* formés par l'oxigène qui sont susceptibles d'être décomposés par l'hydrogène ou par le carbone, le sont également par le gaz hydrogène per-carboné.

Il a été découvert par les chimistes hollandais. Il agit sur l'économie animale à-peu-près comme le gaz hydrogène et le gaz azote. On ne s'en sert pas en médecine. On emploie aujourd'hui avec succès, dans l'éclairage, un gaz dans la composition duquel entre une des variétés du gaz hydrogène carboné. (*Voyez*, t. II, *Distillation de la houille.*)

Composition. Un volume de gaz hydrogène per-carboné est composé de 2 volumes de gaz hydrogène, et de 2 volumes de vapeur de carbone condensés en un seul. En voici la preuve : que l'on fasse passer l'étincelle électrique à travers un mélange de 1 volume de ce gaz et de 3 volumes d'oxigène disposé dans l'eudiomètre à mercure, l'hydrogène per-carboné sera décomposé, et l'on obtiendra de l'eau et 2 volumes de gaz acide carbonique; mais les 2 volumes de gaz carbonique contiennent 2 volumes d'oxigène (*voyez* pag. 189) : donc, sur les trois volumes d'oxigène absorbés, 2 l'ont été par le carbone et l'autre par l'hydrogène. Or, deux volumes d'oxigène exigent, pour passer à l'état d'acide carbonique, 2 *volumes de vapeur de carbone* (*voyez* pag. 106), et 1 volume d'oxigène en exige 2 d'*hydrogène* pour se transformer en eau (*voyez* pag. 158) :

donc le volume d'hydrogène per-carboné est formé de 2 volumes de *carbone* et de 2 d'*hydrogène*. Il suit évidemment de ce qui précède que la densité de l'hydrogène per-carboné (c'est-à-dire 0,9784) doit être égale à la somme de deux fois la densité de l'hydrogène et de celle de la vapeur de carbone.

2 fois la densité de l'hydrogène	= 0,1464
2 fois la densité de la vapeur de carbone	= 0,8320
	0,9784.

En réduisant ces nombres en poids, on trouve que le gaz hydrogène per-carboné est composé de 100 parties de carbone et de 17,6 d'hydrogène en poids; tandis que l'on obtient 100 de carbone et 16,66 d'hydrogène en calculant sa composition d'après la théorie des atomes, et en le supposant formé d'un atome de carbone (dont le poids est 0,75) et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125).

Poids d'un atome d'hydrogène per-carboné. Il est de 0,875, somme du poids d'un atome d'hydrogène et d'un atome de carbone.

Préparation. On chauffe dans une petite fiole de verre à laquelle on a adapté un tube recourbé, un mélange fait avec 2 parties d'acide sulfurique concentré et une partie d'alcool (esprit-de-vin), et l'on obtient bientôt après une grande quantité de ce gaz que l'on recueille sur l'eau, après avoir laissé passer les premières portions mêlées d'air. Ce gaz doit être lavé pour le priver d'une certaine quantité d'acide sulfureux et d'acide carbonique qu'il renferme. Nous expliquerons en détail la théorie de cette opération à l'article *Ether;* il nous suffira de dire ici que l'alcool est formé d'oxigène, d'hydrogène et de carbone; que l'acide sulfurique, à raison de son affinité pour l'eau, détermine la formation de ce liquide aux dépens de l'hy-

drogène et de l'oxigène de l'esprit-de-vin, tandis qu'une portion d'hydrogène de l'alcool dissout du carbone et forme le gaz dont nous parlons. (Voyez *Préparation de l'Ether, Chimie végétale.*) *Préparation du gaz hydrogène proto - carboné.* On fait passer de la vapeur d'eau à travers du charbon rouge ; il y a décomposition de la vapeur et formation de gaz acide carbonique et d'hydrogène proto-carboné; on absorbe le premier par la potasse et le second reste pur. (*Voyez* l'appareil, pl. II, fig. 64). *C*, petite cornue contenant de l'eau; *T T*, tube de porcelaine luté extérieurement, traversant un fourneau à réverbère et dans lequel on a mis du charbon pulvérisé; *X*, tube de sûreté, conducteur des gaz hydrogène proto-carboné et acide carbonique; *F*, flacon contenant une dissolution de potasse caustique pour absorber le gaz acide carbonique; *O*, tube recourbé qui donne passage au gaz hydrogène proto-carboné. On ne fait bouillir l'eau de la cornue que lorsque le tube de porcelaine est incandescent.

Du Gaz hydrogène per-phosphoré.

Le gaz hydrogène per-phosphoré est constamment un produit de l'art. On suppose pourtant qu'il y en a quelquefois dans l'atmosphère près des cimetières humides, et qu'il produit les feux follets en s'enflammant spontanément : il proviendrait dans ce cas de la putréfaction des matières animales ; mais cette assertion est loin d'être prouvée.

162. Ce gaz pur est incolore, sans action sur l'*infusum* de tournesol, d'une odeur semblable à celle des oignons et d'une saveur amère; sa pesanteur spécifique, d'après M. Thomas Thomson, est de 0,9022; tandis que, suivant M. Dalton, elle est égale à 1,1.

163. Si on le fait passer à travers un tube de porcelaine

rouge, il se décompose et laisse déposer du phosphore. Le même phénomène a lieu si on le soumet à un courant d'etincelles *électriques* : dans ce cas, on obtient un volume de gazhydrogène égal au volume primitif de gaz hydrogène phosphoré employé, et tout le phosphore est séparé (1). *Lumière*. On ignore quelle est sa puissance réfractive.

Mêlé dans un tube de verre *étroit* avec la moitié de son volume de gaz *oxigène*, à la température ordinaire, il est décomposé; l'oxigène se combine avec le phosphore; on aperçoit une fumée blanche acide; le volume des gaz diminue, et il reste à la fin de l'expérience un volume de gaz hydrogène égal à celui du gaz hydrogène phosphoré employé; *il ne se produit point de flamme;* mais si ces deux gaz sont mêlés en toute sorte de proportions dans un vase large et à la température ordinaire, la décomposition est beaucoup plus rapide et accompagnée d'une lumière très-blanche, comme on peut s'en assurer en introduisant bulle à bulle du gaz hydrogène per-phosphoré dans une cloche contenant du gaz oxigène. Si l'on a employé un volume de gaz oxigène contre un volume de gaz hydrogène phosphoré, il se forme de l'eau et de l'acide phosphoreux; on obtient au contraire de l'eau et de l'acide phosphorique si l'on s'est servi d'un volume et demi de gaz oxigène (2) : dans tous les cas, il est évident que le gaz oxigène se combine à-la-fois avec l'hydrogène et avec le phosphore.

Propriété essentielle. L'*air atmosphérique* agit de la même manière sur ce gaz, mais avec moins d'intensité; lorsqu'on le laisse échapper bulle à bulle dans l'atmosphère, il se produit, outre la flamme, une fumée blanche circu-

---

(1) Suivant M. Dalton, on obtient une fois et un tiers de son volume d'hydrogène.

(2) D'après M. Dalton, ce gaz exige, pour se transformer en eau et en acide phosphorique, deux fois son volume d'oxigène.

laire, ayant la forme d'un anneau horizontal qui s'élargit à mesure qu'elle s'élève, si toutefois l'atmosphère est tranquille. Cette fumée est composée de l'eau et de l'acide phosphorique qui résultent de l'action qu'exerce l'oxigène de l'air sur le gaz hydrogène et sur le phosphore. M. Thomas Thomson, à qui nous devons une partie de ces résultats, assure que la combinaison des deux gaz n'est accompagnée de flamme qu'autant qu'il se produit assez de chaleur pour que la température soit au moins à 64° $\frac{1}{9}$ ther. cent.

Le *soufre* fondu décompose le gaz hydrogène per-phosphoré, forme avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et le phosphore mis à nu se combine avec une portion de soufre. (Voyez *Phosphure de soufre*, § 74.)

Lorsqu'on mêle sur l'eau trois volumes de *chlore* gazeux et un volume de gaz hydrogène per-phosphoré, celui-ci est décomposé, et l'on obtient de l'acide hydro-chlorique, et une substance brune qui est du chlorure de phosphore au maximum de chlore. (*Voy.* § 81.) L'*iode* décompose aussi le gaz hydrogène per-phosphoré.

164. Suivant M. Dalton, il se dissout dans huit fois son volume d'*eau* privée d'air; le liquide obtenu est jaune, doué d'une saveur très-amère, de la même odeur que le gaz et sans action sur le tournesol : par l'action de la chaleur, on en dégage le gaz, qui cependant se décompose en partie. M. Th. Thomson assure que le gaz hydrogène per-phosphoré pur n'est point décomposé par son contact avec de l'eau distillée qui a bouilli; tandis qu'il l'est avec rapidité par l'eau imprégnée d'air. Nous n'avons pas répété ces expériences avec le gaz préparé avec le phosphure de chaux et l'acide hydro-chlorique, comme l'indique M. Thomson; mais nous pouvons affirmer que celui que l'on obtient par les procédés ordinaires est décomposé par l'eau distillée qui a bouilli. Ainsi, que l'on prenne trois cloches à moitié pleines de ce gaz et renversées sur la cuve à mercure; que l'on introduise

dans l'une d'elles de l'eau aérée, et dans une autre de l'eau distillée qui a bouilli, le gaz qui est en contact avec l'eau aérée sera décomposé en très-peu de temps, déposera du phosphore, et ne s'enflammera plus spontanément au bout de dix-huit à vingt heures; la décomposition sera moins avancée dans le gaz qui est en contact avec l'eau privée d'air; elle aura pourtant lieu; du phosphore sera déposé; mais le gaz conservera encore la faculté de s'enflammer spontanément à l'air au bout de dix-huit ou vingt heures. Enfin, le gaz placé sur le mercure sans addition d'eau conservera sa transparence et la propriété de s'enflammer spontanément, même quelques jours après avoir été préparé.

165. Si l'on mêle trois volumes de gaz protoxide d'azote ou de gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux), et un volume de gaz hydrogène per-phosphoré, et que l'on fasse passer une étincelle électrique, il se produit une forte explosion accompagnée d'une vive lumière; l'oxigène des gaz oxides d'azote transforme l'hydrogène en eau et le phosphore en acide phosphorique; l'azote est mis à nu; mais il en reste trois volumes si l'on a employé le protoxide d'azote, et un volume et demi si l'on s'est servi de gaz nitreux (1). Si l'on introduit dans une petite cloche vingt mesures de gaz hydrogène per-phosphoré, et cinquante-deux mesures de gaz nitreux, et qu'on fasse arriver dans le mélange quatre mesures de gaz oxigène, il se produit immédiatement une vive explosion accompagnée d'une belle lumière, et il y a formation d'eau et d'acide phosphorique. Dans cette brillante expérience, que l'on doit toujours faire avec de petites quantités, le gaz nitreux cède son oxigène au gaz hydrogène per-phosphoré, et l'azote est mis à nu.

---

(1) D'après M. Dalton, les proportions exactes pour la production de ce phénomène sont un volume de gaz hydrogène per-phosphoré et 3 volumes et $\frac{1}{2}$ de gaz deutoxide d'azote.

166. Lorsqu'on introduit du gaz acide *hydriodique* dans une éprouvette contenant du gaz hydrogène per-phosphoré, on remarque qu'il se forme sur-le-champ des cristaux blancs, que l'on croit être de forme cubique, et qui sont composés de ces deux corps.

Cette substance nouvelle, connue sous le nom d'*hydriodate d'hydrogène per-phosphoré*, a été découverte par M. Dulong, et étudiée depuis par M. Houtou Labillardière. *Propriétés essentielles.* 1°. Elle est décomposée par l'eau, qui dissout l'acide hydriodique; il se précipite du phosphore, et il y a dégagement de gaz hydrogène proto-phosphoré; 2°. le gaz ammoniac la décompose également par la tendance qu'il a à se combiner avec l'acide hydriodique: il se précipite du phosphore, et il se dégage un volume d'hydrogène proto-phosphoré égal à la moitié du volume du gaz ammoniac absorbé.

Le gaz hydrogène per-phosphoré a été découvert par Gengembre en 1783. Injecté dans les veines, il occasionne la mort des animaux; il agirait encore avec plus d'énergie s'il était respiré: on ne lui connaît aucun usage.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties en volume de gaz hydrogène per-phosphoré, on obtient, d'après M. Thomas Thomson, 100 parties en volume de gaz hydrogène; ce gaz sera donc formé de 0,07321 d'hydrogène, densité de ce gaz, et de 0,8289 de phosphore, quantité égale à 0,90220, densité de l'hydrogène per-phosphoré, moins la densité de l'hydrogène; ou de 100 de phosphore et de 8,114 d'hydrogène en poids (1). En supposant ce gaz formé d'un atome de phosphore (dont le poids est 1,5) et d'un atome d'hydrogène (dont le poids est 0,125), on le

(1) Il est évident que la quantité d'hydrogène sera plus considérable si on la calcule d'après l'analyse de M. Dalton. (*Voy.* la *note* du § 163.)

trouvera formé de 100 parties de phosphore et de 8,333 d'hydrogène en poids (1).

Poids d'un atome de gaz hydrogène per-phosphoré. Il est de 1,625, somme du poids d'un atome de phosphore et d'un atome d'hydrogène.

Préparation. On introduit dans une petite fiole munie d'un tube recourbé, une bouillie faite avec 12 parties de chaux vive éteinte par l'eau, une partie de phosphore coupé en petits fragmens, et un peu d'eau; on chauffe graduellement ce mélange, et l'on ne tarde pas à obtenir du gaz hydrogène per-phosphoré que l'on recueille sur le mercure lorsqu'il s'enflamme spontanément, et que l'air de l'appareil s'est dégagé; il reste dans la fiole du phosphate de chaux avec excès de chaux; d'où il suit que l'eau a été décomposée; l'oxigène a acidifié une portion du phosphore, tandis que l'hydrogène, en s'emparant de l'autre portion, a donné naissance au gaz dont nous parlons. On peut aussi l'obtenir en mettant dans la fiole 2 ou 3 gros d'une dissolution concentrée de potasse, et 15 à 20 grains de phosphore: dans tous les cas, le gaz qui se dégage vers la fin de l'opération ne s'enflamme plus spontanément: c'est du gaz *hydrogène proto-phosphoré*, que l'on peut aussi obtenir, en quelques heures de temps, en mettant le gaz *hydrogène per-phosphoré* en contact avec de l'eau ordinaire. (*Voyez* § 164.) M. Th. Thomson prescrit, pour avoir le gaz hydrogène per-phosphoré pur, de mettre, sur une partie de phosphure de chaux en morceaux, un mélange de 2 parties d'acide hydro-chlorique et de 6 parties d'eau privée d'air par l'ébullition, d'opérer dans une cornue tubulée, et d'éviter le contact de l'air.

---

(1) On suppose avec M. Thomson que la densité du gaz hydrogène est de 0,0694.

Du Gaz hydrogène proto-phosphoré.

167. Les propriétés physiques de ce gaz sont les mêmes que celles du précédent; on peut le conserver plusieurs jours dans des cloches sans qu'il laisse déposer du phosphore. On ignore l'effet que produit sur lui l'action d'une *température* élevée.

Propriété essentielle. Mis en contact avec le gaz *oxigène* ou avec l'*air* à froid, il ne s'enflamme pas spontanément comme l'hydrogène per-phosphoré; mais si on approche une bougie allumée de l'ouverture de la cloche qui le renferme, il absorbe l'oxigène de l'air avec dégagement de calorique et de lumière; il se décompose, et donne, comme le précédent, de l'eau et de l'acide phosphorique Le *chlore* lui enlève également son hydrogène.

Comme le précédent, il donne naissance à des cristaux blancs lorsqu'on le mêle avec le gaz acide *hydriodique*; ces cristaux, traités par le gaz ammoniac, sont décomposés; il se dégage un volume d'hydrogène proto-phosphoré égal à celui du gaz ammoniac absorbé et il ne se précipite point de phosphore : ce caractère suffit pour le distinguer de ceux qui sont formés par le gaz hydrogène per-phosphoré.

Composition. Suivant M. Thomson, le gaz hydrogène proto-phosphoré est formé de la même quantité de phosphore que le précédent, et de deux volumes d'hydrogène condensés en un seul, ou de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome de phosphore : en admettant cette dernière supposition, il serait composé de 100 de phosphore et de 16,666 d'hydrogène. M. Dalton pense, au contraire, qu'il n'existe pas, et qu'il n'est autre chose que le gaz hydrogène per-phosphoré mêlé avec une certaine quantité de gaz hydrogène.

Préparation. (*Voy.* préparation du gaz hydrogène per-phosphoré, pag. 254.)

De l'Hydrogène azoté (ammoniaque).

168. Nous parlerons de l'ammoniaque après avoir fait l'histoire de la potasse et de la soude, qui, comme l'ammoniaque, jouissent de propriétés *alcalines* très-marquées (Voyez *Alcalis*).

CHAPITRE III.

Des Substances simples métalliques, ou des Métaux.

169. On donne le nom de *métal* à toute substance simple solide ou liquide, presque complètement opaque, en général beaucoup plus pesante que l'eau (1), douée d'un brillant considérable, à moins qu'elle ne soit en poussière excessivement ténue, susceptible d'un grand degré de poli, conductrice du calorique et du fluide électrique, pouvant se combiner, en une ou en plusieurs proportions, avec l'oxigène, et donner naissance tantôt à des produits acides qui *rougissent l'infusum* de tournesol, mais le plus souvent à des oxides qui *n'altèrent* point cette couleur ni celle de la violette, ou bien à d'autres qui *verdissent* le sirop de violette.

Les métaux se trouvent dans la nature, 1° à l'état natif, 2° combinés avec l'oxigène ou à l'état d'oxide, 3° unis au soufre, au chlore ou à d'autres métaux, 4° à l'état de sel, produits qui, comme nous l'avons dit, sont presque toujours formés d'un acide et d'un oxide métallique.

Les métaux parfaitement connus aujourd'hui sont au nombre de trente-six; on en admet six autres par analogie. Plusieurs classifications ont été proposées pour faciliter

---

(1) Nous disons en général, car on n'en connaît que deux qui soient plus légères que ce liquide.

leur étude ; aucune, à notre avis, n'a rempli cet objet d'une manière aussi satisfaisante que celle du professeur Thenard, qui se compose de six classes fondées sur le degré d'affinité de ces substances pour l'oxigène. Les caractères de plusieurs de ces classes ont le grand avantage d'appartenir à tous les métaux qui les composent, et d'être choisis parmi ceux qu'il importe le plus de retenir, en sorte qu'en se les rappelant, les histoires particulières des substances métalliques sont beaucoup plus courtes et moins fastidieuses ; c'est ce qui nous engage à adopter cette classification.

Noms des Métaux.

PREMIÈRE CLASSE.

Admis par analogie.

Zirconium.
Aluminium.
Yttrium.
Thorinium.
Glucinium.

IIe CLASSE.

Silicium.
Magnésium.
Calcium.
Strontium.
Baryum.
Lithium. (admis par analogie.)
Sodium.
Potassium.

IIIe CLASSE.

Manganèse.
Zinc.
Fer.
Etain.

IVe CLASSE.

Sélénium.
Arsenic.
Molybdène.
Chrôme.
Tungstène.
Columbium.
Antimoine.
Tellure.
Urane.
Cérium.
Cobalt.
Titane.
Bismuth.
Plomb.
Cuivre.

Ve CLASSE.

Nickel.	Osmium.
Mercure.	Cadmium.

VIe CLASSE.

Argent.	Palladium.
Or.	Rhodium.
Platine.	Iridium.

Les métaux de la première classe, admis seulement par analogie, sont caractérisés par la grande affinité qu'ils ont pour l'oxigène : cette affinité est tellement forte qu'il a été impossible jusqu'à présent de l'enlever à leurs oxides.

Les métaux de la seconde classe absorbent le gaz oxigène à toutes les températures ; ils décomposent rapidement l'eau, même à froid, s'emparent de son oxigène, et l'hydrogène est mis à nu avec effervescence.

Dans la troisième classe, on range les métaux qui ne décomposent pas l'eau à froid, ou qui ne la décomposent que très-lentement, mais qui en opèrent la décomposition à une chaleur rouge ; ils absorbent l'oxigène à la température la plus élevée (1).

On place dans la quatrième classe les métaux qui ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid lorsqu'ils agissent

(1) L'objection qui a été faite à M. Thenard relativement à cette classe n'a aucune valeur ; on aurait voulu que le manganèse et le fer eussent été placés ailleurs, parce que leurs oxides au *maximum* perdent de l'oxigène lorsqu'on les chauffe au-dessus du rouge cerise ; mais M. Thenard ne dit pas que ces métaux peuvent se saturer d'oxigène à la température la plus élevée ; il dit seulement qu'ils peuvent en absorber, ce qui est exact.

seuls, mais qui absorbent le gaz oxigène à la température la plus élevée.

La cinquième classe est formée par les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, et qui n'absorbent le gaz oxigène qu'à un certain degré de chaleur, passé lequel ils abandonnent celui avec lequel ils s'étaient combinés.

Enfin les métaux de la sixième classe sont ceux qui ne peuvent opérer la décomposition de l'eau, ni absorber l'oxigène à aucune température : toutefois il faut en excepter l'argent, qui, à l'état de vapeur, peut se combiner avec ce gaz.

170. *Propriétés physiques des métaux.* La *couleur* et l'*éclat* des métaux varient presque dans chacun d'eux. Ils ne sont pas parfaitement *opaques*, d'après les expériences de Newton, puisque la lumière passe à travers une feuille très-mince d'or qui, après le platine, est le métal le plus pesant; cependant leur opacité est très-grande. Leur *densité* varie depuis 0,86507, la plus faible que l'on connaisse, celle du potassium, jusqu'à 20,98, la plus forte de toutes, celle du platine. Il en est de même de la *ductilité* et de la *malléabilité*, propriétés que certains métaux partagent à un très-haut degré, et dont plusieurs autres ne jouissent pas : on dit qu'ils sont *ductiles* lorsqu'on peut en faire des fils plus ou moins minces en les passant à la filière; ils sont *malléables* s'ils se laissent aplatir et donnent des lames par le choc du marteau, ou par la pression du laminoir : l'une et l'autre de ces propriétés augmentent si on chauffe les métaux. La *tenacité*, cette faculté qu'ont les fils métalliques d'un petit diamètre de supporter un certain poids sans se rompre, varie aussi dans les différens métaux. Il en est de même de la *dureté*. L'*élasticité* et la *sonorité* des métaux sont en rapport avec leur dureté. Ils sont tous bons *conducteurs* du calorique et du fluide électrique, et sus-

ceptibles d'être plus *dilatés* par cet agent que les autres corps solides. Ils ont une *structure* lamelleuse, fibreuse, ou granuleuse. Enfin quelques-uns d'entre eux sont *odorans*, principalement lorsqu'on les frotte.

171. *Propriétés chimiques.* L'action du *calorique* sur les métaux varie : les uns sont facilement fusibles, les autres le sont difficilement ; ceux-là seulement cristallisent assez aisément. Il y en a qui sont volatils, d'autres qui sont fixes.

NOMS DES MÉTAUX.	COULEUR.	DENSITÉ.	FUSIBILITÉ.	AUTEURS DE LEUR DÉCOUVERTE.	ÉPOQUES.
Calcium	blanc			H. Davy	1807.
Strontium	*idem*			*idem*	*idem.*
Barium	*idem*			*idem*	*idem.*
Potassium	blanc grisâtre	0,86507 à 15°	58° thermom. centigr	*idem*	*idem.*
Sodium	*idem*	0,97223 *idem*	90° *idem.*	*idem*	*idem.*
Manganèse	blanc jaunâtre	6,850	160° du pyrom. de Wedg	Gahn et Schéele	1774.
Zinc	blanc bleuâtre	6,861 à 7,1	370° thermom. centigr	Paracelse	1539.
Fer	gris bleuâtre	7,788	130° du pyromètre	très-anciennement connu.	
Etain	blanc argentin	7,291	210° thermom. centigr	*idem*	
Sélénium	brun foncé	4,32	un peu au-dessus de 100° th. c.	Berzélius	1817.
Arsenic	blanc grisâtre	8,308	comme le tellure	Brandt	1733.
Molybdène	gris foncé	7,400	presqu'infusible	Hielm	1782.
Chrome	blanc grisâtre	5,900	*idem*	Vauquelin	1797.
Tungstène	*idem*	17,6	*idem*	Delhuyart	1781.
Columbium	noir		infusible	Hatchett	1802.
Antimoine	blanc bleuâtre	6,7021	au-dessous de la chal. rouge.	Bazile-Valentin	15e siè.
Tellure	*idem*	6,1150	un peu moins que le plomb.	Muller	1782.
Urane	gris foncé	8,7	presqu'infusible	Klaproth	1789.
Cérium	blanc grisâtre		infusible	Hisinger et Berzelius	1804.
Titane	jaune		*idem*	Gregor	1781.
Bismuth	blanc jaunâtre	9,822	256° thermom. centigr	Agricola	1520.
Cobalt	blanc argentin	8,5384	125° du pyromètre	Brandt	1733.
Plomb	blanc bleuâtre	11,352	260° thermom. centigr	très-anciennement connu.	
Cuivre	rouge	8,895	27° du pyromètre	*idem*	
Nickel	blanc argentin	8,279	160° du pyromètre	Cronstedt	1751.
Mercure	*idem.*	13,568	39° thermom. centigr	très-anciennement connu.	
Osmium	bleu foncé		infusible	Tennant	1803.
Cadmium	blanc argentin	8,6351	un peu avant le zinc	Stromeyer	1818.
Argent	blanc éclatant	10,4743	un peu au-dessus de la chal. r.	très-anciennement connu.	
Or	jaune	19,257	32° du pyromètre	*idem*	
Platine	blanc argentin	20,98	presqu'infusible	Wood	1741.
Palladium	*idem*	12	*idem*	Wollaston	1803.
Rhodium	*idem*	11	infusible	*idem*	*idem.*
Iridium	blanc grisâtre		presqu'infusible	Descostils	*id.* (1)

(1) *Voyez* les articles *Iridium* et *Osmium*, pour l'historique de la découverte de ces métaux.

On ne connaît point de corps meilleurs conducteurs du fluide *électrique* que les métaux. Soumis à l'action d'une forte batterie composée de piles ou de bouteilles de Leyde, ils entrent en fusion, et brûlent avec plus ou moins de rapidité et d'éclat s'ils ont le contact de l'air. On peut consulter, à cet égard, les expériences curieuses de M. Children. (Voyez *Annales de Chimie*, tom. XCXVI.)

Le gaz *oxigène* peut se combiner directement avec tous les métaux, excepté les cinq derniers de la *sixième classe :* cette combinaison a lieu tantôt à froid, tantôt à chaud ; elle est souvent accompagnée d'un grand dégagement de calorique et de lumière. Les métaux peuvent s'unir à l'oxigène en une, en deux, ou en trois proportions, et donner naissance à un *protoxide*, à un *deutoxide*, ou à un *tritoxide ;* il y en a qui ne forment qu'un seul oxide, d'autres qui en donnent deux, d'autres enfin qui en forment trois.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ont fort peu de tendance à s'unir avec les métaux ; le premier ne se combine qu'avec le potassium, le tellure, l'arsenic le sélénium et le fer ; le second, avec le fer, le platine et le sélénium ; et le troisième avec le fer et le platine. Il n'en est pas de même du *phosphore*, qui peut se combiner avec un très-grand nombre d'entre eux, tantôt par des moyens directs, tantôt par des moyens indirects. Le *soufre* peut également s'unir avec beaucoup de métaux, et donner des sulfures. L'*iode* se combine, à l'aide de la chaleur, avec tous les métaux, et forme des iodures.

172. Le *chlore* gazeux s'unit à tous les métaux, même à la température ordinaire, et donne des chlorures que l'on a regardés jusque dans ces derniers temps, et que quelques chimistes continuent encore à regarder comme des *muriates secs*. Les phénomènes qui accompagnent la formation de ces chlorures diffèrent : tantôt elle a lieu avec

dégagement de calorique et de lumière ; tantôt elle n'est accompagnée d'aucune flamme.

Le gaz *azote* n'exerce aucune action sur les métaux; on peut cependant, par des moyens indirects et à l'aide de l'ammoniaque, le combiner avec le potassium ou le sodium. L'*air atmosphérique* agit sur eux comme le gaz oxigène, mais avec moins d'énergie; en outre, comme l'air contient un peu d'acide carbonique, l'oxide métallique formé l'absorbe dans certaines circonstances et passe à l'état de carbonate. Les métaux sont insolubles dans l'*eau*; plusieurs la décomposent, comme nous l'avons dit en exposant les caractères de chacune des six classes.

173. Les *acides formés par l'oxigène* et par un autre corps, par exemple, les acides borique, carbonique, phosphorique, sulfurique, sulfureux, nitrique, etc., ne peuvent se combiner avec les métaux qu'autant que ceux-ci sont oxidés à un degré déterminé. Il est des acides qui peuvent oxider un certain nombre de métaux à toutes les températures : par exemple, l'acide nitrique; quelques-uns n'en déterminent l'oxidation qu'à un certain degré de chaleur; enfin, il en est qui n'agissent point sur ces substances. Lorsqu'un de ces acides, privé d'eau, cède de l'oxigène à un métal, cet oxigène provient nécessairement d'une portion d'acide qui a été décomposée; tandis que si l'acide contient de l'eau, l'oxigène qui se porte sur le métal peut appartenir à l'acide, à l'eau, ou à tous les deux à-la-fois. L'oxide résultant de ces actions diverses peut être au premier, au second ou au troisième degré d'oxidation, et être susceptible ou non de se combiner avec la portion d'acide non décomposée. Il est des acides liquides formés par l'oxigène, par exemple, certains acides végétaux, qui dissolvent quelques métaux sans leur céder de l'oxigène; mais alors le métal s'oxide aux dépens de l'air atmosphérique. On donne le nom de *sel* à tout corps composé d'un ou de

deux acides et d'un ou de deux oxides métalliques ; d'où il résulte qu'il n'y a que des sels *métalliques*, si toutefois l'on en excepte ceux qui ont pour base l'ammoniaque, la morphine ou la strychnine. Nous indiquerons incessamment tout ce que nous croyons devoir dire de général sur les sels.

174. Les *acides gazeux formés par l'hydrogène* et par un radical non métallique, par exemple, les gaz acides hydrochlorique, hydriodique et hydro-sulfurique, ne peuvent pas oxider les métaux, puisqu'ils ne contiennent pas d'oxigène lorsqu'ils sont parfaitement secs : aussi ne forment-ils jamais avec eux des sels métalliques : cependant, lorsqu'ils sont chauffés avec certains métaux, ils se décomposent ; l'hydrogène est mis à nu, et le chlore, l'iode ou le soufre se combinent avec les métaux pour former des *chlorures*, des *iodures* ou des *sulfures*. Il n'en est pas de même quand ces acides sont dissous dans l'eau : alors celle-ci peut être décomposée par quelques métaux qui s'emparent de son oxigène pour se combiner ensuite avec l'acide, et donner naissance à un sel métallique.

Plusieurs métaux peuvent s'unir entre eux et former des *alliages*.

Des Oxides métalliques.

175. Les oxides, appelés *chaux* par les anciens, sont des composés solides, d'une couleur variable, presque toujours différente de celle du métal qui entre dans leur composition. Ils sont, en général, ternes et pulvérulens.

Chauffés dans des vaisseaux fermés, quelques oxides abandonnent tout leur oxigène ; d'autres n'en perdent qu'une portion et passent à un degré d'oxidation inférieur ; enfin, il en est qui ne se décomposent pas. La *lumière* n'en décompose qu'un très-petit nombre. Soumis à l'action de la *pile* voltaïque, ils sont tous décomposés, excepté ceux de

la première classe ; l'oxigène se porte au pole vitré ou positif, et le métal est attiré par le pole résineux. Ceux qui sont déjà saturés d'*oxigène* n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent ni de celle de l'*air*; un très-grand nombre de ceux qui sont peu oxidés absorbent l'oxigène à des températures variables.

Le gaz *hydrogène*, le *carbone* et le *chlore* peuvent décomposer un plus ou moins grand nombre d'oxides à l'aide de la chaleur; les deux premiers s'emparent, en général, de l'oxigène, donnent naissance à de l'eau, à du gaz acide carbonique, ou à du gaz oxide de carbone, et le métal est mis à nu; le chlore en dégage l'oxigène, et s'unit au métal, qu'il transforme en *chlorure*.

Le *soufre* se combine tantôt avec le métal pour former un sulfure, et l'oxigène se dégage à l'état de gaz acide sulfureux; tantôt il s'unit à l'oxide et forme un oxide sulfuré; tantôt enfin il se produit un sulfate. Il existe un certain nombre d'oxides qui se combinent avec le *phosphore* et donnent naissance à des oxides phosphurés (phosphures). Plusieurs oxides peuvent absorber l'*eau*, se combiner avec elle, et former des *hydrates* secs et pulvérulens dont la couleur diffère presque toujours de celle des oxides : ainsi l'hydrate d'oxide de calcium (chaux) est blanc, tandis que l'oxide sec est d'un blanc grisâtre; l'hydrate de protoxide de cobalt est rose, et l'oxide pur est bleu; celui de deutoxide de cuivre est bleu, tandis que le deutoxide sec est brun noirâtre.

Il existe un très-grand nombre d'oxides qui se combinent avec les *acides* sans éprouver ni leur faire éprouver la moidre décomposition ; d'autres, trop oxidés, ne peuvent se combiner avec cette classe de corps sans perdre de l'oxigène; enfin, il en est qui, étant peu oxidés, absorbent de l'oxigène à l'acide ou à l'eau qu'il renferme pour passer à l'état d'oxidation convenable pour entrer en combinaison.

En général, la tendance des oxides pour s'unir avec les acides est d'autant plus grande qu'ils sont moins oxidés : dans tous les cas, ces combinaisons portent, comme nous l'avons déjà dit, le nom de *sel*.

176. Parmi les acides précédemment étudiés, il en est deux, l'acide *phosphatique* et l'acide *nitreux*, dont l'action sur les oxides est assez remarquable pour devoir être examinée en particulier. Ces acides, en se combinant avec les oxides, sont décomposés et transformés, savoir; le premier en acide phosphorique et en acide phosphoreux, et le second en acide nitrique et en acide hypo-nitreux (*voyez* § 139) : en sorte qu'ils donnent naissance à un mélange de phosphate et de phosphite, ou de nitrate et d'hyponitrite.

L'*ammoniaque* a la propriété de dissoudre un certain nombre d'oxides métalliques des quatre dernières sections. Le produit, appelé *ammoniure*, jouit quelquefois de la propriété de cristalliser.

Plusieurs *oxides* se combinent entre eux; quelques-uns peuvent même être dissous par d'autres : c'est ainsi que les deutoxides de potassium ou de sodium dissolvent à merveille les oxides d'arsenic, de zinc, de titane, etc. Enfin, il existe des *métaux* doués de la faculté de décomposer certains oxides en s'emparant de leur oxigène.

Composition des oxides. Elle est très-variable; cependant les divers oxides d'un métal sont formés de telle manière que les quantités d'oxigène et de métal sont, en général, dans un rapport fort simple : ainsi le deutoxide contient ordinairement une fois et demie ou deux fois autant d'oxigène que le protoxide. (M. Berzelius.) En supposant le protoxide composé d'un atome de métal et d'un atome d'oxigène, les autres oxides contiendront deux ou trois atomes d'oxigène.

Des Phosphures métalliques.

177. Tous les phosphures sont solides, inodores, cassans et plus ou moins fusibles; aucun ne se trouve dans la nature. On a fort peu de données sur la composition de ces corps; on présume qu'ils sont soumis à la même loi que les sulfures, c'est-à-dire, que la quantité de phosphore qu'ils renferment est proportionnelle aux quantités d'oxigène contenues dans les oxides métalliques.

178. *Préparation.* On ne peut pas employer le même procédé pour combiner le phosphore avec tous les métaux susceptibles de former des phosphures. Il est cependant permis d'établir que presque tous les phosphures peuvent être obtenus en faisant fondre le métal s'il est facilement fusible, ou en le faisant rougir s'il fond difficilement, et en le mettant en contact avec de petits fragmens de phosphore. En parlant de l'action de ce corps sur chaque métal en particulier, nous aurons soin d'indiquer les précautions qu'il faut prendre pour parvenir à le combiner avec quelques-uns d'entre eux, tels que le zinc, le potassium, le sodium, le mercure et l'arsenic. (Voyez *Action du phosphore sur ces métaux.*)

Les métaux très-oxidables qui peuvent décomposer l'acide phosphorique vitreux, comme le fer, l'étain, le manganèse, etc., se transforment en phosphures et en phosphates lorsqu'on les fait rougir avec cet acide dans un creuset de Hesse; le phosphure fond et forme un culot métallique, tandis que le phosphate reste à la surface.

Presque tous les métaux peuvent passer à l'état de phosphure lorsqu'on les chauffe fortement avec de l'acide phosphorique vitrifié et du charbon, car celui-ci s'empare de l'oxigène de l'acide et met le phosphore à nu.

Des Sulfures métalliques.

179. Tous les sulfures sont solides, cassans, inodores, plus ou moins fusibles, susceptibles d'absorber le gaz oxigène ou l'air atmosphérique à une température élevée, et de se décomposer en donnant naissance à différens produits.

Composition. L'expérience prouve que la plupart des oxides métalliques des quatre dernières classes donnent, lorsqu'on les traite par l'acide hydro-sulfurique, un sulfure et de l'eau, c'est-à-dire, que l'oxigène de l'oxide se trouve en assez grande quantité pour saturer l'hydrogène de l'acide. Il résulte de ce fait que la quantité de soufre des sulfures métalliques dont nous parlons est proportionnelle à la quantité d'oxigène que contiennent les oxides. Suivant M. Berzelius, on ne peut former avec les métaux tout au plus qu'autant de sulfures qu'ils peuvent donner d'oxides; en outre, le proto-sulfure d'un métal quelconque renferme deux fois autant de soufre qu'il y a d'oxigène dans le protoxide du même métal; le deuto-sulfure en contient deux fois autant qu'il y a d'oxigène dans le deutoxide: or, nous avons dit en parlant de la composition des oxides d'un même métal, que la quantité d'oxigène contenue dans ceux qui sont très-oxidés était $1\frac{1}{2}$, 2 ou 4 fois aussi considérable que celle du protoxide: donc nous devons admettre la même loi de composition pour les sulfures. Eclaircissons ces données par un exemple: supposons que des trois oxides d'un métal, le protoxide contienne, sur 100 parties de métal, 6 d'oxigène, le deutoxide 12, et le tritoxide 24; supposons de plus que l'on puisse former trois sulfures avec le même métal; le proto-sulfure sera composé de 100 de métal+12 de soufre; le deuto-sulfure contiendra 24 de soufre et le trito-sulfure 48.

Cette opinion de M. Berzelius n'est pas généralement

adoptée : quelques chimistes, à la tête desquels nous devons placer l'illustre Berthollet, pensent que le soufre peut s'unir en un très-grand nombre de proportions avec le même métal ; mais, suivant M. Berzelius, ces diverses combinaisons doivent être considérées comme de véritables sulfures avec un excès de soufre ou de métal.

180. *Préparation.* On peut les obtenir, 1° en faisant fondre le métal dans un creuset s'il est facilement fusible, et en y ajoutant du soufre ; et s'il ne fond que difficilement, en projetant dans un creuset rouge un mélange de soufre et du métal pulvérisé : dans tous les cas, il faut continuer à chauffer pendant quelque temps ; on opère dans des vaisseaux fermés si le métal est très-oxidable, par exemple, si on agit sur le potassium ou sur le sodium. 2°. On peut faire les sulfures des métaux des quatre dernières classes en exposant à une température élevée leurs oxides mêlés avec du soufre : l'oxigène se porte sur une portion du soufre pour former de l'acide sulfureux qui se dégage, et le métal se combine avec l'autre portion de soufre. 3°. On obtient un assez grand nombre de sulfures métalliques, formés par les métaux des trois dernières classes, en décomposant leurs dissolutions par les hydro-sulfates solubles de potasse, de soude et d'ammoniaque, et quelquefois même par l'acide hydro-sulfurique. (Voy. *Hydro-sulfates*, § 234, pag. 302.)

Des Iodures métalliques.

181. Ils sont tous solides, inodores, fragiles ; la plupart sont incolores, sapides et cristallisables. Tous ceux qui sont solubles dans l'eau se transforment en hydriodates. (*Voy.* plus bas *Chlorures.*) Aucun ne se trouve dans la nature. Ils sont tous décomposés par le chlore, qui s'empare du métal et met l'iode à nu.

Composition. L'acide hydriodique donne, avec plusieurs

oxides métalliques, de l'eau et un iodure ; d'où il résulte que, comme dans les sulfures, la quantité d'iode est proportionnelle à la quantité d'oxigène des oxides.

182. *Préparation.* 1°. On peut combiner directement l'iode, à l'aide de la chaleur, avec un certain nombre de métaux, tels que le potassium, le sodium, le mercure, le fer, le zinc, l'étain, etc. 2°. Les dissolutions métalliques dont les métaux ne décomposent pas l'eau, comme sont celles de cuivre, de plomb, d'argent, de bismuth, etc., donnent par les hydriodates solubles un précipité d'*iodure :* en effet, l'hydrogène de l'acide hydriodique se combine avec l'oxigène de l'oxide, et l'iode se précipite avec le métal.

Des Chlorures métalliques.

183. Parmi les chlorures métalliques il en est un certain nombre qui n'exercent aucune action sur l'eau et ne s'y dissolvent pas ; mais la majeure partie la décomposent, s'y dissolvent, et donnent un sel composé d'acide hydrochlorique et de l'oxide du métal.

Théorie. On peut représenter le chlorure par

	chlore	+	métal
L'eau peut être représentée par.....	hydrogène	+	oxigène.
	Acide hydro-chlorique	+	oxide métallique.

La décomposition de l'eau est sollicitée, d'une part, par le chlore, qui tend à se combiner avec l'hydrogène, et de l'autre par le métal, dont l'affinité pour l'oxigène est plus ou moins grande (1).

(1) Quelques chimistes pensent que les chlorures métalliques

Composition. Lorsqu'on décompose par le feu un hydrochlorate dont l'oxide est réductible, on obtient de l'eau et un chlorure : or, l'eau est formée d'un volume d'hydrogène et d'un demi-volume d'oxigène ; tandis que, dans l'acide hydro-chlorique, il y a un volume d'hydrogène et un volume de chlore : donc la quantité de chlore d'un chlorure métallique doit être à la quantité d'oxigène de l'oxide du même métal comme 1 à $\frac{1}{2}$, c'est-à-dire, comme le poids d'un volume de chlore est au poids d'un demi-volume d'oxigène ; d'où il résulte que la composition des chlorures est soumise à la même loi que celle des sulfures et des iodures.

184. *Préparation.* 1°. On peut combiner directement le chlore gazeux avec tous les métaux, tantôt à froid, tantôt à une température un peu élevée ; il en résulte des chlorures qui peuvent être au *minimum* ou au *maximum* de chlore. 2°. On peut obtenir plusieurs chlorures en faisant passer du chlore gazeux sec à travers les oxides incandescens placés dans un tuyau de porcelaine : tels sont les oxides de magnésium, de calcium, de barium, de strontium, etc. 3°. Enfin tous les hydro-chlorates, excepté ceux de la première classe, et l'hydro-chlorate d'ammoniaque, se transforment en chlorures, lorsqu'on les a fortement chauffés. Il serait important d'examiner les propriétés de ces divers chlorures, et de comparer entre eux ceux qui sont formés par le même métal, et que l'on a obtenus par ces différens procédés. Cet examen pourrait jeter quelque

---

solubles se dissolvent dans l'eau sans la décomposer, et par conséquent ils n'admettent pas la formation d'un hydro-chlorate ; mais nous croyons qu'il y a plus de probabilité en faveur de la théorie que nous avons donnée, parce qu'elle explique mieux les faits.

jour sur l'histoire de ces composés, qui mérite d'être approfondie.

Des Sels.

La plupart des sels sont composés d'un acide et d'un ou de deux oxides métalliques, que l'on désigne généralement sous le nom de *base*. Les sels non métalliques ont pour base l'ammoniaque, la morphine ou la strychnine. On appelle *sel double* celui qui renferme deux oxides ; sel *neutre* celui qui ne rougit point l'*infusum* de tournesol et qui ne verdit pas le sirop de violette ; *sur-sel* celui qui rougit l'*infusum* de tournesol ; enfin, sel *avec excès de base*, ou *sous-sel*, celui qui verdit le sirop de violette et ramène au bleu l'*infusum* de tournesol rougi par un acide.

Propriétés générales des sels métalliques.

Propriétés physiques des sels. On ne connaît aucun sel gazeux ; il y en a un petit nombre de liquides ; mais la plupart sont solides, d'une couleur et d'une cohésion variables, cristallisés ou pulvérulens, inodores ou odorans, sapides ou insipides, et plus pesans que l'eau.

185. *Propriétés chimiques. Action de l'eau sur les sels.* Les sels sont solubles ou insolubles dans l'eau : en général ceux-ci sont insipides ; les autres ont de la saveur. La solubilité d'un sel dans l'eau dépend de son affinité pour ce liquide et de sa cohésion ; il sera d'autant plus soluble que cette affinité sera plus grande et la cohésion moins forte, et *vice versâ*. De deux sels ayant la même affinité pour l'eau, le plus soluble sera celui qui a moins de cohésion. Il arrive quelquefois qu'un sel qui a moins d'affinité pour l'eau qu'un autre se dissout plus facilement, parce que sa force de cohésion est beaucoup moindre. Lorsqu'un sel a été dissous dans l'eau, celle-ci perd, en

général, la propriété d'entrer en ébullition à 100° (la pression de l'air étant à 76 centimètres), et en exige 102°, 104°, 106°, 108°, etc. Plus l'affinité du sel pour l'eau est grande, plus la température doit être élevée pour que le liquide entre en ébullition; on peut donc déterminer l'affinité de plusieurs sels pour l'eau en en mettant quantités égales dans ce liquide, et en examinant le degré auquel il bout. L'eau qui est déjà saturée d'un sel peut encore dissoudre une certaine quantité d'un autre sel soluble, pourvu que les deux sels ne se décomposent pas.

186. Presque toujours la dissolution d'un sel s'opère plus facilement et plus abondamment dans l'eau chaude que dans l'eau froide : aussi lorsqu'on a dissous dans de l'eau bouillante tout le sel dont elle pouvait se charger, une partie cristallise-t-elle par le refroidissement, si ce sel est cristallisable; mais il est presque impossible d'obtenir par ce moyen des cristaux réguliers. Voici comment on doit procéder pour avoir de beaux cristaux : 1°. on fera dissoudre 7 à 8 livres de sel dans une assez grande quantité d'eau bouillante pour qu'il ne s'en dépose pas beaucoup par le refroidissement; 2°. après avoir décanté la dissolution, on la déposera dans des vases à fond plat, sur lesquels elle ne puisse exercer aucune action chimique, et qui soient dans un lieu tranquille; 3°. lorsque, par l'évaporation spontanée de l'eau, il se sera formé des cristaux au bout de quelques jours, on choisira les plus gros et les plus réguliers, et on les placera dans un autre vase pareil dans lequel on mettra une nouvelle dissolution de sel préparée de la même manière; on les retournera chaque jour, et on les verra grossir par toutes leurs faces et d'une manière régulière. Il faudra recommencer la même opération jusqu'à ce que les cristaux aient acquis un volume assez considérable; alors on n'en mettra qu'un dans chaque

vase contenant la dissolution : quelques semaines suffiront pour obtenir des cristaux très-volumineux. Ce procédé est dû à M. Leblanc. Il arrive quelquefois que les dissolutions salines, même les plus concentrées, ne cristallisent qu'autant qu'on les agite ou qu'on les renferme dans un vase lorsqu'elles sont encore très-chaudes. On a donné le nom d'*eau-mère* à la dissolution saline qui reste sur les cristaux après leur formation : cette eau contient encore du sel, mais elle n'en est pas saturée.

Les cristaux salins renferment très-souvent de l'eau : tantôt elle est combinée avec chacune des molécules intégrantes du sel, et porte le nom d'*eau de cristallisation;* elle fait quelquefois la moitié du poids du cristal, et celui-ci lui doit sa transparence, puisqu'il suffit de la lui faire perdre pour le rendre opaque; tantôt elle est libre, placée entre les molécules intégrantes, et n'influe en aucune manière sur la transparence : on peut l'absorber facilement en pressant le cristal pulvérisé entre deux feuilles de papier joseph.

Les cristaux ainsi formés sont-ils composés des mêmes principes que la dissolution qui les a fournis ? On peut répondre par l'affirmative pour tous les sels, excepté peut-être pour quelques hydro-chlorates et pour un certain nombre d'hydriodates, qu'il suffit de faire cristalliser, suivant M. Gay-Lussac, pour les transformer en chlorures ou en iodures ; ce qui ne peut s'expliquer sans admettre qu'au moment de la formation des cristaux, l'hydrogène des acides hydro-chlorique ou hydriodique se combine avec l'oxigène de l'oxide pour former de l'eau, et que le chlore ou l'iode s'unissent avec le métal provenant de l'oxide décomposé : tel serait, par exemple, l'hydro-chlorate de soude (dissolution de sel commun). Ce fait n'est pas encore généralement admis.

Action de la glace sur les sels solubles. Lorsqu'on mêle

promptement, et dans des proportions convenables, de la glace pilée ou de la neige avec un sel soluble *cristallisé* ou peu *desséché*, le mélange devient liquide et il se produit un froid plus ou moins considérable; d'où il suit qu'il y a eu du calorique absorbé aux corps environnans pour liquéfier les deux solides, phénomène qui ne peut dépendre que de l'affinité qui existe entre ces deux corps à l'état liquide. On peut, en mêlant trois parties d'hydrochlorate de chaux et une partie de neige, faire descendre le thermomètre jusqu'à 58°,33 — 0; tandis que deux parties de neige et une partie d'hydro-chlorate de soude (sel commun) ne produisent qu'un froid de 20°,55 au-dessous de zéro. Il est évident que le refroidissement sera d'autant plus considérable, toutes choses égales d'ailleurs, que le sel employé aura plus d'affinité pour l'eau.

187. *Action du gaz oxigène sur les sels.* Les sels dont l'acide et l'oxide sont au *summum* d'oxidation n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent : parmi ceux qui ne sont pas dans ce cas, il en est qui l'absorbent. L'*air* atmosphérique agit de la même manière.

188. *Action hygrométrique de l'air à la température ordinaire.* Indépendamment de l'action dont nous venons de parler, l'air en exerce une autre qu'il nous importe beaucoup de connaître. Les sels insolubles sont inaltérables à l'air. Parmi ceux qui sont solubles, il en est un certain nombre qui, étant placés dans l'air à l'état d'humidité ordinaire, attirent cette humidité et passent à l'état liquide : on les appelle *déliquescens;* il en est d'autres qui n'éprouvent point d'altération. Tous les sels solubles non déliquescens dans un air humide tombent en *deliquium* si l'air est chargé d'humidité. Enfin, il existe un certain nombre de sels qui, étant exposés à l'air, perdent leur transparence, leur eau de cristallisation, et se transforment en une poudre blanche : ces sels, que l'on appelle impro-

prement *efflorescens*, ont peu d'affinité pour l'eau, et n'ont presque pas de cohésion, ce qui explique leur grande solubilité. En général, les sels déliquescens ou efflorescens contiennent une très-grande quantité d'eau de cristallisation.

189. *Action du calorique sur les sels solides.* Les sels *efflorescens*, et ceux qui sont très-*déliquescens* fondent dans leur eau de cristallisation lorsqu'on les chauffe : on dit alors qu'ils éprouvent la fusion *aqueuse*; mais comme cette eau ne tarde pas à être entièrement volatilisée, ils se dessèchent; si on continue à les chauffer, plusieurs d'entre eux sont de nouveau fondus par le feu : on désigne cette fusion sous le nom d'*ignée*. Les sels qui ne sont ni efflorescens ni déliquescens dans un air peu humide, et qui cependant contiennent un peu d'eau, *décrépitent*, pétillent, ou font entendre un bruit que l'on attribue à la vaporisation de l'eau, et à la séparation des petites molécules salines; il y a cependant quelques sels qui décrépitent et qui ne contiennent pas d'eau : tel est, par exemple, le sulfate de deutoxide de *potassium* : dans ce cas, la décrépitation doit être attribuée à la séparation brusque des molécules opérée par le calorique. Plusieurs de ces sels sont susceptibles d'éprouver après la fusion ignée. Il existe des sels qui peuvent être fortement chauffés sans se décomposer, et qui ne se volatilisent que très-difficilement; d'autres qui sont volatils et qui ne tardent pas à se sublimer; enfin d'autres qui se décomposent avant ou après avoir éprouvé l'une ou l'autre des fusions dont nous avons parlé.

190. *Action du fluide électrique sur les sels.* Tous les sels peuvent être décomposés par le courant du fluide électrique qui se produit dans la pile de Volta, pourvu qu'ils soient humides ou dissous; mais tous ne donnent pas les mêmes produits. Quelquefois l'oxide métallique est attiré

par le pole résineux ou négatif, et l'acide par le pole vitré ou positif; mais le plus souvent le métal seul se porte sur le pole résineux, et l'oxigène et l'acide sur le pole vitré: dans ce cas, si le métal que l'on doit obtenir a de la tendance à s'amalgamer avec le mercure, on favorise singulièrement la décomposition du sel en le mettant en contact avec ce métal. Dans quelques circonstances, très-rares à la vérité, les acides et les bases sont décomposés; l'eau qui humectait les sels ou qui les tenait en dissolution, est également décomposée; l'hydrogène est attiré par le pole résineux et l'oxigène par le pole vitré.

La décomposition par le *fluide électrique* peut s'opérer sans que les fils de la pile soient en contact avec le sel: ainsi, que l'on introduise une dissolution de sulfate de potasse (1) dans un vase; que l'on fasse communiquer ce liquide, à l'aide de deux fils d'amiante, avec de l'eau contenue dans deux tubes de verre placés aux parties latérales et à une certaine distance du vase où se trouve le sulfate de potasse; que l'on soumette l'eau des deux tubes à l'action de la pile de Volta, de manière à ce qu'elle soit en contact, d'un côté avec le pole vitré, et de l'autre avec le pole résineux, on observera au bout de quelque temps que cette dernière contient de la potasse, tandis que l'autre renferme de l'acide sulfurique. Pour que cette expérience réussisse, il faut que le niveau de l'eau dans les deux tubes soit au-dessus du niveau de la dissolution de sulfate de potasse.

191. *Action de la lumière et du fluide magnétique.* La *lumière* n'agit que sur quelques sels de la cinquième et de

(1) Nous emploierons souvent les mots *chaux*, *baryte*, *strontiane*, *potasse* et *soude*, comme synonymes d'oxide de calcium, de protoxide de barium, d'oxide de strontium, et des deutoxides de potassium et de sodium.

la sixième section dont elle change la couleur. L'action du barreau *aimanté* est nulle.

192. *Action des corps simples non métalliques.* Plusieurs d'entre eux peuvent décomposer un très-grand nombre de sels à l'aide de la chaleur; mais, en général, ils agissent peu sur leurs dissolutions.

193. *Action des acides sur les sels.* Les sels peuvent être décomposés par certains acides, à des températures variables; tantôt l'acide s'empare en totalité de l'oxide métallique, et forme un nouveau sel : alors l'acide du sel décomposé se dégage à l'état de gaz, ou reste dissous, ou se précipite, suivant qu'il est gazeux, liquide ou solide, et qu'il est plus ou moins soluble dans l'eau; tantôt l'acide décomposant ne s'empare que d'une portion d'oxide: alors on obtient deux sels; tantôt enfin il y a décomposition de l'acide décomposant et de l'oxide du sel : c'est ce qui arrive lorsqu'on verse les acides hydro-sulfurique et hydro-chlorique etc., dans certaines dissolutions salines. Eclaircissons ce dernier fait par un exemple : supposons que l'on verse de l'acide hydro-sulfurique dans une dissolution de nitrate de protoxide de plomb; nous pouvons représenter ce sel par

Acide nitrique +	(oxigène	+ plomb).
Et l'acide hydro-sulfurique par.....	Hydrogène +	soufre.
	Eau.	Sulfure de plomb.

L'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique forme de l'eau avec l'oxigène du protoxide de plomb, tandis que le soufre s'unit avec le plomb et donne naissanec à un sulfure insoluble.

L'acide *sulfurique* décompose en totalité ou en partie tous les sels connus, excepté les sulfates; quant aux autres

acides, nous ne pouvons rien dire de général; il en est qui décomposent certains sels et qui ne peuvent pas en décomposer d'autres.

193 *bis*. Presque tous les sels insolubles dans l'eau peuvent se dissoudre dans les acides nitrique, hydro-chlorique, etc.; cependant dans la plupart des cas, la dissolution ne s'opère que parce qu'il y a décomposition du sel : nous citerons deux exemples pour éclaircir ce fait : le carbonate de chaux ne se dissout dans l'acide nitrique qu'après avoir été décomposé et transformé en nitrate de chaux soluble; le phosphate de chaux se dissout également dans le même acide, après avoir été changé en phosphate acide de chaux et en nitrate, tous les deux solubles dans l'eau.

194. *Action de l'ammoniaque sur les sels.* L'ammoniaque décompose en totalité ou en partie tous les sels formés par les métaux de la première et des quatre dernières classes; elle s'empare de l'acide, avec lequel elle forme un sel soluble, tandis que l'oxide métallique est précipité; souvent cet oxide est redissous par un excès d'ammoniaque, et il se produit alors un sel double soluble; quelquefois aussi on obtient un sel double insoluble.

195. *Action des métaux sur les sels desséchés.* Cette action est trop variée pour pouvoir être détaillée dans les généralités. Si le métal et le sel appartiennent à l'une des quatre dernières classes, et que le sel soit en dissolution, il arrive souvent qu'il est décomposé, par exemple, lorsque le métal dont on se sert n'a pas beaucoup de cohésion, et qu'il a plus d'affinité pour l'oxigène et pour l'acide que n'en a celui qui entre dans la composition du sel : alors le métal de la dissolution est précipité, et le métal précipitant forme avec l'oxigène et avec l'acide un nouveau sel métallique. Tantôt le métal précipité se dépose seul sous la forme d'une poudre terne ou de cristaux brillans; tantôt il s'unit au métal précipitant, et produit quelquefois

des cristallisations métalliques plus ou moins belles; tantôt enfin il se combine avec l'hydrogène de l'eau de la dissolution ou avec l'oxigène de l'acide : nous reviendrons sur ces divers phénomènes en faisant l'histoire particulière des sels.

196. *Action des oxides métalliques ou des bases.* Les sels peuvent être décomposés par certains oxides à des températures variables; tantôt l'oxide décomposant s'empare en totalité de l'acide, et il en résulte un nouveau sel : alors l'oxide du sel décomposé se précipite, ou reste en dissolution, ou se volatilise; tantôt il ne s'en empare qu'en partie, et il se forme un *sel double* ou à double oxide. Il n'existe pas un seul oxide qui puisse décomposer tous les sels, en sorte qu'on ne peut établir rien de général à cet égard.

197. *Action des sels solubles les uns sur les autres.* Toutes les fois qu'on met ensemble deux sels dissous, et que ces sels renferment les élémens capables de donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble, ou bien à deux sels insolubles, leur décomposition a nécessairement lieu, à moins qu'il ne puisse se former un sel double; on observe le même phénomène s'il peut se produire un sel soluble et un corps insoluble qui ne soit pas un sel : ce fait, dont nous devons la découverte à M. Berthollet, est de la plus haute importance; l'art de formuler peut en tirer de grands avantages; ainsi l'on se gardera bien de prescrire ensemble de l'*hydro-chlorate de baryte* (muriate) et un *sulfate* soluble, par exemple, celui de *soude*, car les deux sels seraient décomposés et transformés en *sulfate de baryte* insoluble, et en *hydro-chlorate de soude* soluble; la même décomposition aurait lieu si l'on prescrivait à-la-fois l'*acétate de plomb* (sel de Saturne) et un *sulfate* soluble, ou bien le *nitrate d'argent* et un *hydro-chlorate* soluble, par exemple, celui de *potasse* (muriate de potasse).

198. Si les deux sels solubles que l'on a mêlés ne sont

pas de nature à pouvoir donner un sel soluble et un sel insoluble, la dissolution n'est pas troublée; il peut même arriver qu'il n'y ait eu aucune décomposition. Si l'on évapore la liqueur, il se forme des cristaux, ou il se dépose un précipité; et si on continue à évaporer, on obtient encore des cristaux qui peuvent être d'une autre nature que les premiers; la même chose a lieu si on pousse encore plus loin l'évaporation : dans ces cas, les deux sels peuvent finir par se décomposer : ainsi, par exemple, que l'on mêle parties égales de *sulfate de potasse* et d'*hydro-chlorate de magnésie* en dissolution, la liqueur ne se troublera pas; si l'on fait évaporer, il se déposera d'abord des cristaux de sulfate de potasse; en continuant l'évaporation, on obtiendra de l'hydro-chlorate de potasse, du sulfate de potasse, et du sulfate de potasse et de magnésie; enfin, si l'on continue à faire évaporer, il se formera de l'hydro-chlorate de potasse et du sulfate de magnésie, et l'eau-mère contiendra un peu de chaque sel. Ce fait et une multitude d'autres que nous passons sous silence, nous permettent d'affirmer que les phénomènes que présentent les deux sels solubles, dans ce cas particulier, varient suivant la concentration de la liqueur, les proportions dans lesquelles les sels sont mêlés, et l'action qu'ils exercent entre eux.

199. *Action des sels solubles sur les sels insolubles.* Toutes les fois qu'un sel soluble et un sel insoluble renferment les élémens propres à donner naissance à deux sels insolubles, la décomposition est forcée.

200. Tous les sels insolubles récemment précipités, ou réduits en poudre impalpable, sont en partie décomposés par les *carbonates*, ou les sous-carbonates de potasse ou de soude dissous dans l'eau, pourvu qu'on fasse bouillir le mélange pendant une heure : ainsi le *sulfate de baryte*, sel très-insoluble, sera décomposé *par le sous-carbonate de*

potasse, et il en résultera du sous-carbonate de baryte insoluble et du sulfate de potasse soluble; mais on ne pourra jamais décomposer la totalité du sulfate de baryte employé.

201. *Action des sels à l'état solide les uns sur les autres.* Lorsqu'on chauffe ensemble deux sels dont les élémens peuvent donner lieu à un sel fixe et à un sel volatil, la décomposition est forcée : ainsi, par exemple, l'hydrochlorate d'ammoniaque et le sous-carbonate de chaux se transforment, à une température élevée, en sous-carbonate d'ammoniaque volatil, et en hydro-chlorate de chaux fixe (1); cette décomposition a même lieu dans le cas où il peut se former un ou deux sels fusibles.

Composition des sels. L'oxide de tous les sels d'un même genre, par exemple, de tous les sulfates, des carbonates, etc., au même degré de saturation, renferme une quantité d'oxigène proportionnelle à la quantité d'acide avec lequel il est uni, ou à la quantité d'oxigène de cet acide. Si les sels sont neutres, l'oxigène de l'acide est une, deux, trois, quatre, jusqu'à huit fois aussi abondant que celui de l'oxide; dans les sels acides, la quantité d'oxigène de l'acide peut être encore plus forte relativement à celle de l'oxide; tandis que dans les sous-sels, elle peut être égale, ou le double, ou le triple, ou bien la moitié, le tiers, etc.

202. *Préparation des sels.* On connaît plusieurs procédés à l'aide desquels on peut obtenir les sels. 1°. On met les oxides en contact avec les acides après les avoir réduits en poudre fine, ou mieux encore lorsqu'ils sont récemment préparés et gélatineux : la combinaison a lieu tantôt avec dégagement de calorique, tantôt sans aucun phénomène sensible; dans certains cas, on ne peut l'opérer qu'en élevant un peu la température; mais le plus souvent elle se fait très-bien à froid : on peut se procurer tous les sels par ce procédé.

---

(1) Celui-ci passe à l'état de chlorure lorsqu'il a été fondu.

2°. On peut les obtenir presque tous en substituant aux oxides leurs carbonates : dans ce cas il y a effervescence. 3°. Presque tous les sels insolubles peuvent être préparés par la voie des doubles décompositions : ainsi le sulfate de baryte insoluble peut être obtenu au moyen du sulfate de potasse et de l'hydro-chlorate de baryte, sels qui se décomposent mutuellement, parce qu'ils peuvent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble. (*Voyez* § 197.) Il suffit, pour réussir dans la préparation de ces sels, de prendre une dissolution saline dont l'acide soit le même que celui du sel insoluble que l'on veut avoir, et la verser dans une autre dissolution saline dont l'oxide soit aussi le même que celui du sel insoluble que l'ou cherche à obtenir, pourvu toutefois que les deux dissolutions puissent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble. Ainsi, dans l'exemple que nous avons choisi, pour avoir le sulfate de baryte insoluble, on emploie deux dissolutions, dont l'une renferme l'acide sulfurique et l'autre la baryte. Si l'on voulait préparer du phosphate de chaux insoluble, on prendrait une dissolution de phosphate de potasse ou de soude et une autre d'hydro-chlorate de chaux, etc. En général, il faut que les dissolutions salines soient dans un état convenable de saturation. Le sel insoluble doit être lavé à grande eau. 4°. Plusieurs sels peuvent être obtenus en faisant agir les métaux avec les acides concentrés : il y a décomposition d'une partie de l'acide, oxidation du métal et combinaison de l'oxide avec l'acide non décomposé : *exemple*, acide sulfurique concentré et mercure. Il y a des cas où il faut élever la température, d'autres, au contraire, où le sel se forme à froid. 5°. On peut préparer un assez grand nombre de sels en mettant les métaux en contact avec des acides affaiblis : l'eau est décomposée, le métal oxidé se combine avec l'acide, et il se dégage du gaz hydrogène. 6°. Les sous-sels insolubles s'obtiennent en versant dans la dissolution du sel une certaine quantité de potasse,

de soude ou d'ammoniaque, qui ne saturent qu'une partie de l'acide et en précipitent le sous-sel ; on le lave à grande eau. Il y a encore quelques autres procédés dont nous omettons de parler, parce qu'ils sont particuliers à certaines espèces de sels. Les *sels doubles* s'obtiennent, 1°. en mêlant les sels simples qui les composent : ainsi le sulfate ammoniaco-magnésien se produit lorsqu'on mêle du sulfate d'ammoniaque au sulfate de magnésie ; 2°. en ajoutant à l'un des sels simples qui entrent dans la composition du sel double, la base qui lui manque : ainsi le même sel double peut être obtenu en versant de l'ammoniaque dans une dissolution de sulfate de magnésie.

203. Après avoir examiné l'action des divers agens étudiés jusqu'ici sur les sels en général, nous devons faire connaître la marche que nous nous proposons de suivre dans leur histoire particulière. On a remarqué depuis long-temps que les sels formés par un même acide jouissent d'un certain nombre de propriétés communes, et peuvent former un groupe plus ou moins naturel auquel on a donné le nom de *genre*. Nous allons exposer succinctement les caractères de chacun de ces groupes, avant de parler de chaque sel en particulier.

Caractères du genre sous-borate.

204. Soumis à l'action du *calorique*, la majeure partie des sous-borates fondent et se vitrifient sans se décomposer. Il en est un certain nombre dont l'oxide se décompose : tels sont ceux de la sixième classe et celui de mercure. A une température rouge, les borates ne sont décomposés que par les acides fixes, tels que l'acide phosphorique. L'action de l'*eau* sur les sous-borates varie ; mais ils sont, en général, peu solubles.

Propriété essentielle. Tous les *acides* précédemment étudiés, excepté les acides carbonique et borique, décompo-

sent les sous-borates à la température de l'ébullition ; l'acide employé s'empare de l'oxide du borate, et l'acide borique est mis à nu ; si le borate est soluble dans l'eau, on verse l'acide décomposant sur le *solutum*, et l'on obtient des écailles d'acide borique ; si le borate est peu soluble, on le réduit en poudre et on le traite par l'acide étendu d'eau.

Composition. (*Voy.* les tableaux qui sont à la fin du t. II.)

205. *Préparation.* Tous les borates, excepté ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et de silice, étant peu solubles dans l'eau, s'obtiennent par le troisième procédé. (*Voy.* § 202.) On verse une dissolution de borate de soude (le plus commun des borates solubles) dans la dissolution saline dont on veut séparer l'oxide ; il se produit un borate insoluble. Si l'on employait le sous-borate de soude du commerce (borax), le précipité serait mêlé de beaucoup d'oxide qui aurait été séparé par la soude libre.

Caractères du genre sous-carbonate.

206. *Propriétés essentielles.* 1°. Tous les sous-carbonates sont décomposés par le calorique, excepté trois, ceux de potasse, de soude et de baryte, dont on peut opérer la décomposition à l'aide de cet agent et de la vapeur de l'eau ; les produits que l'on obtient sont : le gaz acide carbonique, le métal ou l'oxide métallique, ou bien cet oxide, du gaz oxide de carbone et de l'oxigène. 2°. Tous les *acides* contenant de l'eau décomposent les sous-carbonates à froid, et en dégagent le gaz acide carbonique avec effervescence et sans vapeur (1).

Tous les sous-carbonates sont insolubles dans l'eau, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque. Plusieurs de ceux qui sont insolubles dans l'eau se dissolvent

(1) Quelquefois on observe une légère vapeur formée par l'acide qui décompose le carbonate.

dans l'acide carbonique liquide. Les sous-carbonates insolubles sont tous décomposés à chaud par les sels à base de potasse ou de soude dont l'acide peut former un sel insoluble avec la base de ces carbonates : citons pour exemple le sous-carbonate de baryte et le sulfate de potasse : il se forme dans ce cas du sulfate de baryte insoluble et du sous-carbonate de potasse soluble ; mais cette décomposition n'est pas complète. (M. Dulong.)

Composition. L'acide carbonique de ces sels contient deux fois autant d'oxigène que l'oxide qui est combiné avec lui. La quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide carbonique du sous-carbonate comme 1 à 2,754.

Composition particulière. (*Voy.* la fin du tom. II.)

207. *Préparation.* Tous les sous-carbonates, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, étant insolubles dans l'eau, se préparent par le troisième procédé (*voy.* § 202), en versant une dissolution de sous-carbonate de potasse ou de soude dans la dissolution saline qui contient l'oxide que l'on veut combiner avec l'acide carbonique.

Caractères des carbonates neutres ou saturés.

208. *Propriétés essentielles.* 1°. Les carbonates saturés verdissent le sirop de violette. 2°. Soumis à l'action du calorique, ils perdent une portion de leur acide ; il en est de même lorsqu'on chauffe leurs dissolutions, ou qu'on les place dans un récipient vide d'air. 3°. Ils font une vive effervescence avec les acides.

Composition. L'acide des carbonates renferme quatre fois autant d'oxigène que l'oxide qu'il sature ; ce qui prouve qu'ils contiennent le double d'acide carbonique que les sous-carbonates.

Caractères du genre phosphate.

209. Les phosphates se comportent au feu comme les borates. Si l'on chauffe ceux des quatre dernières classes avec du *charbon*, ils sont décomposés ; l'oxigène de l'acide et celui de l'oxide transforment le charbon en gaz acide carbonique, ou en gaz oxide de carbone, et il se forme un phosphure métallique. Ceux des deux premières classes, dont les oxides ne sont pas réductibles par le charbon, ne se décomposent pas en totalité ; il n'y a qu'une partie de l'acide qui cède son oxigène au charbon. On ignore quelle est l'action des autres corps simples sur les phosphates. L'*eau* ne dissout facilement que les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque ; mais l'acide posphorique dissout tous les phosphates insolubles.

Propriétés essentielles. 1°. Presque tous les *acides* forts ont la propriété de transformer les phosphates en phosphates acides, en se combinant avec une portion de leur oxide ; quelques-uns de ces acides peuvent même enlever tout l'oxide à certains phosphates : dans tous les cas, l'acide phosphorique ou le phosphate acide mis à nu, étant chauffés jusqu'au rouge avec le charbon, donnent du phosphore. 2°. L'acide nitrique dissout presque tous les phosphates insolubles, après les avoir décomposés. (*Voyez* § 193 *bis.*)

Composition. L'acide des *phosphates* neutres contient deux fois et demie autant d'oxigène que l'oxide qui entre dans leur composition ; l'oxigène de l'oxide est à l'oxigène de l'acide comme 1 à 4,459 en poids. Les *sous-phosphates* renferment une fois et demie autant d'oxide que les précédens. Les phosphates *acidules* contiennent une fois et demie autant d'acide que les phosphates neutres ; par conséquent l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 à 3,75, et à la quantité d'acide comme 1 à 6,68. Les phos-

phates *acides*, si toutefois l'on en excepte celui de chaux, renferment deux fois autant d'acide que les phosphates neutres : donc l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 à 5, et à la quantité d'acide comme 1 à 8,918. (M. Berzelius.)

Composition particulière. (*Voy.* la fin du tom. II.)

210. *Préparation.* Le phosphate de silice se prépare comme le borate. Tous les autres phosphates insolubles s'obtiennent par le troisième procédé, en versant du phosphate de soude dissous dans une dissolution saline formée par l'oxide que l'on veut combiner avec l'acide phosphorique.

Caractères du genre hypo-phosphite.

211. Les hypo-phosphites sont décomposés à une *température* élevée, et fournissent du gaz hydrogène per-phosphoré qui s'enflamme, du phosphore, un phosphate et un produit rouge qui paraît être de l'oxide de phosphore. On concevra facilement les résultats dont nous parlons en admettant que l'eau contenue dans les hypo-phosphites est également décomposée. Mis sur les *charbons* incandescens, les hypo-phosphites secs se transforment en phosphates et produisent une belle flamme jaune. Ils sont extrêmement solubles dans l'*eau.* Ils décolorent sur-le-champ le sulfate rouge de peroxide de manganèse. Ils décomposent les dissolutions d'or et d'argent, enlèvent l'oxigène à leurs oxides et en précipitent les métaux. On ignore quelle est leur composition. (Dulong.)

212. *Préparation.* On les obtient directement en combinant l'acide avec la base.

Caractères du genre phosphite.

213. Les phosphites sont neutres, acides ou avec excès de base ; ces derniers se comportent au *feu* comme les hypo-

phosphites. Mis sur les *charbons* incandescens, les phosphites produisent une flamme d'un jaune d'autant plus intense qu'ils contiennent plus d'acide. Les phosphites sont solubles ou insolubles dans l'*eau*. Les phosphites neutres passent à l'état de phosphates neutres lorsqu'on les fait bouillir avec une assez grande quantité d'acide nitrique qui leur cède de l'oxigène.

Composition. Dans les phosphites, l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 2 à 3, et à la quantité d'acide comme 1 à 2,676.

214. *Préparation.* On les obtient par le premier ou par le troisième procédé. (*Voyez* § 202.)

Caractères du genre sulfate.

215. Soumis à l'action du *calorique*, les sulfates se comportent d'une manière variable; ceux de la seconde classe ne se décomposent pas; tous les autres se décomposent et se transforment en acide sulfurique et en oxide, ou en acide sulfureux, en oxigène et en oxide, ou bien en acide sulfureux et en oxide plus oxidé; quelquefois aussi l'oxide est entièrement réduit. Le *carbone* et l'*hydrogène* enlèvent l'oxigène à l'acide de tous les sulfates à une température élevée; ils s'emparent en outre de l'oxigène des oxides des sulfates des quatre dernières classes; le soufre résultant de la décomposition de l'acide s'unit quelquefois au métal mis à nu, comme, par exemple, dans les sulfates des quatre dernières classes; il se combine, au contraire, avec l'oxide si le sulfate appartient à la deuxième classe, tandis qu'il reste mêlé avec l'oxide des sulfates de la première section. Tous les sulfates sont solubles dans l'*eau*, excepté ceux de baryte, d'étain, d'antimoine, de plomb, de mercure et de bismuth, qui sont insolubles, et ceux de strontiane, de chaux, de zir-

cone, d'yttria, de cérium et d'argent, qui sont peu solubles.

Propriétés essentielles. 1°. Tous les sulfates sensiblement solubles sont troublés par le *protoxide de barium* (baryte) dissous dans l'eau; le précipité est insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique pur. 2°. Aucun sulfate n'est complètement décomposé à la température ordinaire par les *acides*, excepté le sulfate d'argent, qui l'est par l'acide hydro-chlorique. Les acides phosphorique et borique solides peuvent, au contraire, les décomposer tous à une chaleur rouge, et former des phosphates et des borates.

Composition. L'acide des sulfates neutres contient trois fois autant d'oxigène que l'oxide qu'il sature : l'oxigène de cet oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 5 ; en outre, l'acide renferme deux fois autant de soufre que l'oxide contient d'oxigène.

216. *Préparation.* Tous les sulfates insolubles s'obtiennent par le 3e procédé. (*Voy.* § 202.)

La plupart des *sulfates* solubles de la première et des quatre dernières classes peuvent être transformés en sous-sulfates insolubles au moyen de la potasse, la soude ou de l'ammoniaque; il s'agit, pour les obtenir, de ne pas ajouter assez d'alcali pour enlever tout l'acide à l'oxide.

Composition particulière. (*Voyez* les tableaux qui sont à la fin du tom. II.)

Caractères du genre sulfite.

217. Tous les sulfites sont décomposés par le *feu;* la plupart d'entre eux se convertissent en acide sulfureux et en oxide métallique ou en métal ; ceux de la seconde classe se transforment en sulfates, et il se volatilise du soufre. Les sulfites exposés à l'*air* en attirent l'oxigène, et passent à l'état de sulfate d'autant plus promptement, toutes choses égales d'ailleurs, qu'ils sont plus solubles dans l'eau et plus

divisés. Il n'y a guère que les sulfites de potasse de soude et d'ammoniaque qui soient très-solubles dans l'*eau*. Plusieurs sulfites peuvent se combiner avec le soufre très-divisé, et donner naissance à des hypo-sulfites.

Propriété essentielle. Les *sulfites* sont décomposés avec effervescence par un grand nombre d'acides, tels que les acides sulfurique, hydro-chlorique, etc.; et il se dégage du gaz acide sulfureux dont l'odeur est caractéristique.

Composition. L'acide de sulfites renferme deux fois autant d'oxigène que l'oxide qui entre dans leur composition. L'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide du sulfite comme 1 est à 4,048.

218. *Préparation.* Les sulfites insolubles se préparent par le troisième procédé, c'est-à-dire par la voie des doubles décompositions, § 202. Ceux qui sont solubles s'obtiennent avec la base simple ou carbonatée, et le gaz acide sulfureux: pour cela on dégage ce gaz, à l'aide du charbon et de l'acide sulfurique, dans l'appareil déjà décrit (voyez *Préparation de l'acide sulfureux*, pag. 201); on le fait arriver dans des flacons tubulés, contenant de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque liquides, etc., et on suspend l'opération lorsque la saturation de ces bases est complète. On parvient presque toujours à obtenir, par ce procédé, des sulfites cristallisés: s'ils sont avec excès d'acide, on les sature par une quantité convenable d'alcali.

Caractères du genre hypo-sulfite. (*Voy.* § 126.)

219. Les hypo-sulfites sont aussi décomposés par le *feu*; l'*air* ne les transforme en sulfates qu'avec la plus grande difficulté. L'*eau* ne dissout guère que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque; les autres se dissolvent dans un excès d'acide sulfureux, et peuvent même cristalliser.

Propriété essentielle. Ils sont décomposés par les *acides*

qui décomposent les sulfites, et il se forme, outre le gaz acide sulfureux qui se dégage, un dépôt de soufre et un nouveau sel.

Composition. Suivant M. Gay-Lussac, les hypo-sulfites contiennent deux fois autant de soufre que les sulfites.

220. *Préparation.* Ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque se préparent en faisant bouillir les sulfites simples avec de l'eau et du soufre divisé; ou bien, comme pour les sulfites simples, en faisant arriver le gaz acide sulfureux dans ces bases dissoutes et mêlées avec du soufre. Ceux de baryte et de strontiane s'obtiennent en mettant les sulfures de ces bases dans l'eau. Enfin ceux de zinc et de fer sont le résultat de l'action directe de l'acide sulfureux sur les métaux.

Caractères du genre iodate.

221. Tous les iodates sont décomposés à une chaleur rouge obscure; il n'y en a qu'un très-petit nombre qui fusent sur les charbons ardens. Ils sont, en général, peu solubles dans l'*eau.*

Propriété essentielle. Les acides sulfureux et hydro-sulfurique les décomposent, s'emparent de l'oxigène de l'acide iodique et en séparent l'iode.

Composition. L'acide de ces sels contient environ cinq fois autant d'oxigène que l'oxide qu'il sature. La quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide qui compose l'iodate comme 1 à 20,61.

222. *Préparation.* Les iodates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions (troisième procédé), en versant de l'iodate de potasse dans une dissolution de l'un ou de l'autre de ces métaux. Les *iodates* de *potasse* et de *soude* se préparent en versant sur de l'iode une dis-

solution de potasse ou de soude jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus colorée : cette liqueur renferme de l'iodate et de l'hydriodate de potasse ou de soude, produits par la décomposition de l'eau (voy. *Potasse*, action de l'iode); on la fait évaporer jusqu'à siccité, et on traite la masse par l'alcool à 0,81 de densité, qui dissout l'hydriodate sans agir sur l'iodate; on le lave deux ou trois fois avec de l'alcool pour le débarrasser de tout l'hydriodate; s'il est avec excès d'alcali, on le fait dissoudre dans l'eau et on le neutralise par l'acide acétique (vinaigre); en sorte que l'on a un iodate et un acétate; on évapore jusqu'à siccité, et l'on traite la masse par l'alcool, qui ne dissout que l'acétate : l'iodate reste alors pur.

L'*iodate d'ammoniaque* s'obtient directement (deuxième procédé, *voy.* § 202). Les *iodates* de *baryte*, de *strontiane* et de *chaux* se préparent en mettant de l'iode dans les eaux de baryte, de strontiane ou de chaux; l'eau est décomposée, et il se forme un hydriodate soluble et un iodate insoluble, qu'il suffit de laver pour avoir pur.

Caractères du genre chlorate.

223. Tous les chlorates sont décomposés par le feu et transformés en gaz oxigène et en sous-chlorure métallique, ou en gaz oxigène et en chlorure métallique, plus une portion d'oxide du chlorate; il est évident que dans cette décomposition l'oxigène provient et de l'acide chlorique et de l'oxide métallique.

Propriétés essentielles. 1°. La plupart des chlorates étudiés jusqu'à présent *fusent* sur les *charbons* ardens, et produisent une flamme d'une couleur variable; l'acide chlorique dans ce cas cède de l'oxigène au charbon. 2°. Mêlés avec des substances avides d'oxigène, telles que le charbon, le phosphore, le soufre, les sulfures d'antimoine,

d'arsenic, etc., certains chlorates, et principalement celui de potasse, forment des poudres que l'on désigne sous le nom de *fulminantes*, qui détonnent toutes avec plus ou moins de violence par l'action de la chaleur, et que le choc seul suffit le plus souvent pour enflammer : la plus forte de toutes ces poudres est sans contredit celle que l'on fait avec le phosphore. On emploie généralement pour les préparer 3 parties de chlorate et une partie du corps avide d'oxigène; on triture ces matières séparément pour ne pas courir le risque de produire la détonnation par le choc du pilon; ensuite on les mêle (1); l'acide chlorique des chlorates se décompose lorsque la température du mélange est un tant soit peu élevée, cède son oxigène au corps avec lequel il est uni, et il en résulte des produits qui varient suivant la nature de ce corps, mais qui, en général, sont solides et gazeux, ce qui explique la détonnation.

Tous les chlorates connus sont solubles dans l'eau, excepté le proto-chlorate de mercure. Les *acides* forts paraissent pouvoir les décomposer tous, mais à des températures diverses et avec des phénomènes variables.

Composition. L'acide des chlorates neutres est à la quantité d'oxigène de l'oxide qu'il sature comme 9,31 est à 1; l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide comme 1 à 5.

224. *Préparation.* Les chlorates de *potasse*, de *soude*, de *strontiane*, de *baryte*, de *magnésie*, d'*ammoniaque*, d'*oxide de zinc*, d'*oxide d'argent*, de *protoxide de plomb*, et de *deutoxide de cuivre*, peuvent être préparés par le premier

---

(1) Pour faire la poudre à base de phosphore, on prend le phosphore pulvérisé (*voy.* § 69, pag. 110), on le recouvre d'essence de térébenthine, et on le mêle avec le chlorate.

et le deuxième procédés, en saturant ces oxides ou leurs carbonates par l'acide *chlorique*. Les quatre premiers s'obtiennent également en faisant arriver, pendant plusieurs heures, du *chlore* gazeux sur leurs oxides humectés ou dissous : ainsi, que l'on introduise, dans des éprouvettes placées à la suite les unes des autres, des dissolutions concentrées de potasse ou de soude, ou bien de la baryte ou de la strontiane délayées dans de l'eau; que l'on fasse communiquer entre elles ces diverses éprouvettes au moyen de tubes, et qu'on les dispose de manière à ce que les alcalis soient traversés pendant long-temps par du chlore gazeux dégagé au moyen d'un appareil convenable (*voyez* pl. 9, fig. 57), on remarquera au bout de quelques heures, si l'appareil a été parfaitement luté, qu'il s'est formé dans chacune de ces dissolutions, 1°. un chlorate qui se trouve cristallisé au fond de l'éprouvette, lorsqu'il est à base de potasse ou de soude; 2°. un hydro-chlorate soluble; 3°. une combinaison de chlore et d'alcali. Il se sera en outre dégagé du gaz oxigène, surtout si l'appareil a été exposé à la lumière. La formation du chlorate et de l'hydro-chlorate est le résultat de la décomposition de l'eau opérée par l'affinité du chlore pour l'hydrogène et pour l'oxigène, par l'affinité des acides hydro-chlorique et chlorique pour les alcalis, et par la différence de solubilité entre l'hydro-chlorate et le chlorate. Le composé de chlore et d'alcali se produit en raison de l'affinité réciproque de ces deux corps; enfin le dégagement de gaz oxigène dépend de ce que la lumière favorise la décomposition d'une portion de l'eau, dont l'hydrogène s'unit au chlore, et dont l'oxigène se dégage à l'état de gaz. Lorsque l'opération est terminée, on procède à la séparation du *chlorate*. Voici comment on s'y prend pour ceux de *potasse* et de *soude* : on ramasse les cristaux qui se trouvent au fond de l'éprouvette, et qui sont presque entièrement composés

de chlorate ; on les dissout dans de l'eau, et on les fait cristalliser de nouveau : par ce moyen, la petite quantité d'hydro-chlorate qu'ils contiennent est séparée et reste dans la dissolution.

Caractères du genre nitrate.

225. Soumis à l'action du *calorique*, tous les nitrates sont décomposés : tantôt on obtient l'oxide et l'acide nitrique, tantôt l'oxide et les élémens de l'acide ; tantôt enfin l'oxide peu oxidé du nitrate absorbe une certaine quantité d'oxigène à l'acide nitrique et s'oxide davantage.

Propriétés essentielles. 1°. Mis sur les *charbons* ardens, les nitrates fusent, et l'oxigène de l'acide est absorbé par le charbon. 2°. La plupart des *corps simples* et plusieurs corps *composés* avides d'oxigène, décomposent les nitrates à une température élevée, s'emparent de l'oxigène de l'acide, et donnent lieu à des produits variables : en général, l'absorption de l'oxigène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière. 3°. L'*acide* sulfurique décompose complètement tous les nitrates à froid, et il se dégage de très-légères vapeurs blanches d'acide nitrique si le nitrate est pur.

Les acides phosphorique, hydro-phtorique et arsenique opèrent également cette décomposition à des températures différentes ; enfin l'acide hydro-chlorique ne les décompose qu'en partie, et forme de l'eau régale. (*Voyez* § 154.)

L'eau dissout tous les nitrates ; quelques-uns, cependant, ne se dissolvent bien que dans un excès d'acide.

Composition. L'acide des nitrates neutres est à la quantité d'oxigène de l'oxide qu'il sature comme 6,76 à 1 ; l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 à 5.

226. *Préparation.* On obtient les nitrates de *zircone*, d'*alumine*, de *glucine*, d'*yttria*, de *magnésie*, de *chaux*, de

soude et d'*ammoniaque* par le premier et par le deuxième procédés, en traitant ces bases divisées, ou leurs carbonates, par l'acide nitrique étendu d'eau.

Composition particulière des nitrates. (*Voy.* les tableaux qui sont à la fin du tom. II.)

Caractères du genre hypo-nitrite (Voyez § 176.)

227. Tous les hypo-nitrites sont décomposés par le *feu* et donnent des produits variables. L'air *atmosphérique* n'agit pas sur eux à la température ordinaire; il paraît, au contraire, les transformer en nitrate et en sous-nitrate, si on les chauffe. Tous les hypo-nitrites connus sont solubles dans l'*eau*.

Propriétés essentielles. 1°. Plusieurs acides liquides décomposent les *hypo-nitrites*, et en dégagent du gaz acide nitreux jaune orangé: tels sont les acides sulfurique, nitrique, phosphorique, hydro-chlorique, hydro-phtorique, etc. 2°. Les corps simples et composés avides d'oxigène agissent sur les hypo-nitrites comme sur les nitrates.

Composition. Dans les hypo-nitrites neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide comme 4 à 1.

228. *Préparation.* Le procédé généralement suivi pour la préparation de quelques hypo-nitrites, qui consiste à calciner les nitrates jusqu'à un certain point, pour transformer l'acide nitrique en acide hypo-nitreux, doit être abandonné, car il est extrêmement difficile de suspendre la calcination juste au moment où ce changement est opéré; d'ailleurs, on court le risque de faire passer le sel à l'état de sous-nitrite pour peu que l'on chauffe plus qu'il ne faut. On conçoit également qu'il est impossible de les obtenir directement, l'acide hypo-nitreux n'ayant pas été isolé. (*Voyez* les histoires particulières des *hypo-nitrites*.)

Caractères du genre hydro-chlorate.

229. Il existe un certain nombre d'hydro-chlorates décomposables par le *feu* en oxide et en acide hydro-chlorique, et qui, par conséquent, ne se transforment pas en *chlorures* lorsqu'on les chauffe : nous citerons pour exemple l'hydro-chlorate de glucine. Tous les autres passent à l'état de *chlorure* lorsqu'on les chauffe fortement ; plusieurs de ces chlorures sont volatils. Enfin, il en est qu'il suffit de faire cristalliser pour les changer en chlorures : tels sont les hydro-chlorates de baryte, de potasse, de soude, etc. Voici comment on peut concevoir la formation d'un de ces chlorures : on peut représenter un hydro-chlorate par

	Hydrogène	+	chlore (acide).
Et par.....	Oxigène	+	métal (oxide).
	Eau.		Chlorure métallique.

A mesure que l'on dessèche le sel, l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique s'unit avec l'oxigène de l'oxide pour former de l'eau qui s'évapore et le chlore se combine avec le métal.

L'action des corps *simples* sur les hydro-chlorates est trop variée pour pouvoir être exposée d'une manière générale. L'*eau* dissout tous les hydro-chlorates ; les chlorures d'argent, les proto-chlorures de mercure et de cuivre, que l'on a regardés jusqu'à présent comme des muriates et qui sont insolubles dans ce liquide, ne sont pas de véritables sels. Les hydro-chlorates de bismuth, d'antimoine, de tellure, etc., sont décomposés par l'eau. Les *acides* privés d'eau n'altèrent aucun hydro-chlorate solide.

Propriétés essentielles. 1°. Plusieurs acides liquides les décomposent, s'emparent de l'oxide, et le gaz acide hydro-chlorique se dégage sous la forme de vapeurs blanches

assez épaisses, d'une odeur piquante : tel est l'acide sulfurique, par exemple. 2°. Tous les hydro-chlorates liquides sont décomposés à froid par la dissolution du nitrate d'argent, sel formé, comme son nom l'indique, d'oxide d'argent et d'acide nitrique ; il en résulte un nitrate soluble, et du chlorure d'argent (muriate d'argent) blanc, caillebotté, lourd, noircissant à la lumière, insoluble dans l'eau, dans l'acide nitrique, et soluble dans l'ammoniaque. Nous allons exposer la théorie de ce phénomène, l'un des plus importans de l'histoire de ce genre de sels. On peut représenter l'hydro-chlorate par

(Hydrogène + chlore) + base.

Et le nitrate d'arg. par (Oxigène + argent) + acide nitrique.

Eau. Chlorure d'arg. + Nitrate de la base de l'hydro-chlorate.

Les deux sels solubles mêlés peuvent donner naissance à un sel soluble et à un corps insoluble : la décomposition est donc forcée (*voyez* § 197); l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique se combine avec l'oxigène de l'oxide pour former de l'eau, tandis que l'argent s'unit avec le chlore et donne naissance au chlorure insoluble ; il est évident que l'acide nitrique doit se porter sur la base de l'hydro-chlorate : c'est en vertu de ces affinités et de la cohésion du chlorure d'argent que la décomposition a lieu.

Composition. L'acide des hydro-chlorates est à l'oxigène de l'oxide qu'il sature comme 4,532 à 1 en poids, ou comme 4 à 1 en volume.

230. *Préparation.* Les *hydro-chlorates* de *zircone*, d'*alumine*, d'*yttria*, de *glucine*, de *magnésie*, de *potasse* et de *chaux*, se préparent par le premier ou par le deuxième procédé, en traitant l'oxide ou le carbonate de ces bases

par l'acide hydro-chlorique; on obtient aussi l'hydro-chlorate de chaux en faisant dissoudre dans l'eau le chlorure de calcium, qui reste dans la cornue lorsqu'on prépare l'ammoniaque. (Voyez *Préparation de l'ammoniaque.*) Ceux de *baryte* et de *strontiane* s'obtiennent comme les nitrates de ces mêmes bases, excepté qu'il faut employer pour décomposer les sulfures de ces bases de l'acide hydro-chlorique au lieu d'acide nitrique.

Composition particulière. (*Voyez* les tableaux qui sont à la fin du tom. II.)

Caractères du genre hydriodate.

231. Les hydriodates se comportent au feu, suivant M. Gay-Lussac, comme les hydro-chlorates. Tous les hydriodates formés par les métaux qui décomposent l'eau paraissent être solubles; les autres paraissent insolubles; mais comme ces derniers sont considérés par M. Gay-Lussac comme des iodures, on pourrait dire qu'il n'y a point d'hydriodate insoluble.

Propriétés essentielles. 1°. Le *chlore* décompose tous les hydriodates, s'empare de l'hydrogène de l'acide, et met l'iode à nu. 2°. Les acides sulfurique et nitrique opèrent aussi cette décomposition; 3°. Le *nitrate d'argent* précipite tous les hydriodates en blanc; mais le précipité, composé d'iode et d'argent, est insoluble dans l'ammoniaque. 4°. Tous les hydriodates dissolvent l'iode, se colorent en rouge brun et passent à l'état d'hydriodates iodurés.

Composition. Dans les hydriodates, l'oxigène de l'oxide est à l'hydrogène de l'acide comme 1 à 2 en volume, et au volume de l'acide même comme 1 à 4; ce qui donne, en ayant égard aux pesanteurs spécifiques, 16,05 fois autant d'acide en poids qu'il y a d'oxigène dans l'oxide.

232. *Préparation.* On peut préparer tous les hydriodates

par le premier procédé, en combinant l'acide avec l'oxide : cependant on obtient ceux de *potasse* et de *soude* en mettant l'un ou l'autre de ces alcalis dissous sur de l'iode ; il se forme de l'hydriodate et de l'iodate que l'on sépare par l'alcool. (Voyez *Préparation de ces iodates*, § 222.) Lorsque les hydriodates se trouvent en dissolution dans ce liquide, on volatilise l'alcool par la distillation et les sels restent purs. Les *hydriodates de baryte*, *de strontiane* et *de chaux* se préparent aussi en mettant de l'iode avec ces alcalis ; mais comme il se forme un iodate très-insoluble et un hydriodate très-soluble, la séparation est beaucoup plus simple. Tous les *hydriodates* dont les métaux décomposent l'eau, tels que ceux de zinc, de fer, etc., s'obtiennent en versant ce liquide sur un iodure.

Hydriodates iodurés.

233. Ces sels, d'un rouge brun, ne retiennent l'iode qu'avec peu de force ; ils l'abandonnent par l'ébullition et par leur exposition à l'air quand ils sont desséchés ; l'iode n'altère point leur neutralité.

Préparation. Il suffit de mettre l'iode en contact avec un hydriodate pour le transformer en *hydriodate ioduré.*

Caractères du genre hydro-sulfate (hydro-sulfure).

234. Soumis à l'action du *calorique*, tous les hydro-sulfates sont décomposés et donnent des produits qui varient suivant la nature de l'oxide. Il n'y a que ceux formés par les oxides de la seconde classe et celui d'ammoniaque qui soient solubles dans l'*eau*. Le soufre, surtout à l'aide de la chaleur, peut se combiner avec

plusieurs hydro-sulfates et former des *hydro-sulfates sulfurés*.

Propriétés essentielles. 1°. Tous les hydro-sulfates solubles dans l'eau sont décomposés et transformés en hydro-chlorates par le *chlore*, qui s'empare de l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et précipite le soufre. 2°. L'*air atmosphérique* decompose les hydro-sulfates; son action est surtout très-marquée sur ceux qui sont dissous. *Théorie.* L'oxigène commence par s'emparer d'une portion d'hydrogène pour former de l'eau, alors le soufre se trouve prédominer, et l'hydro-sulfate passe à l'état d'hydro-sulfate sulfuré jaune soluble; bientôt après l'oxigène se porte non-seulement sur l'hydrogène, mais encore sur le soufre, et il se forme, outre l'eau, de l'acide sulfureux qui, en se combinant avec du soufre et une portion de la base de l'hydro-sulfate, donne un hypo-sulfite incolore, qui reste en dissolution s'il est soluble dans l'eau, et qui cristallise ou se précipite s'il est peu soluble; en sorte que l'hydro-sulfate, qui d'abord avait jauni, est incolore lorsque l'hypo-sulfite a été formé; il y a aussi une portion de soufre en excès qui se précipite. 3°. Tous les hydro-sulfates solubles sont décomposés par les *acides* un peu forts, qui se combinent avec la base et mettent à nu le gaz acide hydro-sulfurique, sans précipiter du soufre; les acides nitrique et nitreux employés en trop grande quantité pourraient cependant céder une portion de leur oxigène à l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique et en déposer du soufre. 4°. Les *sels* des deux premières classes, excepté ceux de zircone et d'alumine, n'exercent aucune action sur les hydro-sulfates; tous les autres décomposent les hydro-sulfates solubles, donnent des produits divers, et il se forme constamment un précipité blanc ou coloré, qui est tantôt un *hydro-sulfate* plus ou moins sulfuré, tantôt un *sulfure*. Examinons d'abord le cas le plus simple, celui dans le-

quel il y a formation d'un hydro-sulfate insoluble. On peut représenter les deux sels par

Acide hydro-sulfurique	+ potasse.	
Oxide de zinc	+ acide nitrique.	
Hydro-sulfate de zinc insol.	Nitrate de potasse solub.	

Il est évident qu'il y a ici échange de base et d'acide; par cela même que ces deux sels solubles mêlés peuvent donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble (*voyez* § 197); quelquefois l'hydro-sulfate précipité contient un excès de soufre. Examinons maintenant le cas le plus compliqué, celui où le précipité est un sulfure. Nous pouvons représenter les deux sels par

(Hydrogène + soufre)		+ potasse.
(Oxigène + cuivre)		+ acide nitrique.
Eau.	Sulfure de cuivre.	Nitrate de potasse.

On voit que l'acide nitrique du nitrate de cuivre s'empare de la potasse, tandis que l'acide hydro-sulfurique et l'oxide de cuivre mis à nu se décomposent mutuellement; l'hydrogène du premier forme de l'eau avec l'oxigène du second, et le soufre s'unit au cuivre.

Composition. Dans les hydro-sulfates, l'hydrogène de l'acide est à l'oxigène de l'oxide comme 11,71 en poids sont à 88,29, ou dans le même rapport que dans l'eau.

235. *Préparation.* Les *hydro-sulfates* de *potasse*, de *soude*, d'*ammoniaque*, de *chaux*, de *baryte*, de *strontiane* et de *magnésie* s'obtiennent par le procédé suivant : on introduit dans le ballon *D* (*voy.* pl. 9, fig. 57) du sulfure de fer réduit en poudre fine, et dans les vases *F*, *A*, *B*, *S*, *E*, *F*, *G*, des dissolutions de potasse, de soude, d'ammoniaque, ou bien de la chaux, de la baryte, de la strontiane

ou de la magnésie délayées dans une assez grande quantité d'eau ; on fait communiquer ensemble ces différens vases au moyen de tubes de sûreté ; l'appareil étant ainsi disposé, on verse dans le ballon, au moyen du tube à trois branches *V E*, de l'acide sulfurique étendu de cinq ou six fois son poids d'eau ; le gaz acide hydro-sulfurique se dégage aussitôt (voyez *Préparation de ce gaz*, pag. 244), traverse la potasse, la sature ; une autre portion va se rendre dans le flacon contenant la soude, se combine avec elle, et il en est de même des autres bases renfermées dans les différens vases ; il est évident que l'on doit ajouter une nouvelle quantité d'acide sulfurique et de sulfure à mesure que le dégagement du gaz se ralentit. Pendant la saturation de ces alcalis, principalement de la potasse et de la soude, il se précipite une matière gélatineuse, mêlée d'une poudre noire, qui donne à la liqueur un aspect brunâtre trouble, et qui, à la fin de l'opération, se rassemble au fond du vase et peut être séparée par le filtre : cette matière est composée de silice, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse, substances qui se trouvent ordinairement dans les alcalis employés, et qui se déposent à mesure que l'acide hydro-sulfurique sature ces alcalis. Quelquefois aussi on découvre dans ce précipité de l'oxide d'argent qui provient de la potasse et de la soude que l'on a fait fondre dans des chaudières d'argent. Lorsque l'opération est terminée, ce qui n'a lieu qu'au bout de plusieurs jours, on filtre les hydro-sulfates, et on les agite avec du mercure ; ce métal s'empare de leur excès de soufre, et leur fait perdre la couleur jaune qu'ils avaient : le mercure, dans cette expérience, noircit d'abord, puis se transforme en sulfure rouge (cinnabre).

Les *hydro-sulfates* de *manganèse*, de *zinc*, de *fer*, et d'*étain* insolubles, s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, en versant de l'*hydro-sulfate de potasse*

dans une dissolution saline de l'un ou de l'autre de ces métaux.

Hydro-sulfates sulfurés.

Les hydro-sulfates sulfurés, qui contiennent beaucoup de soufre, ont été appelés à tort *sulfures hydrogénés;* ils ont une couleur jaune beaucoup plus foncée que ceux qui renferment peu de soufre.

236. *Propriétés essentielles.* 1°. Tous les hydro-sulfates sulfurés sont décomposés avec effervescence par les acides un peu forts; il se dégage du gaz acide hydro-sulfurique, et il se précipite du soufre mêlé quelquefois d'hydrure de soufre. 2°. L'acide *hydro-sulfurique* dissous dans l'eau (hydrogène sulfuré) jouit également de la propriété de décomposer ces sels; il en précipite du soufre et les change en véritables hydro-sulfates.

237. *Préparation.* On les obtient aisément en faisant bouillir les oxides avec de l'eau et du soufre réduit en poudre; on les prepare aussi (excepté celui de chaux) en mettant dans l'eau les sulfures de ces bases obtenus par la voie sèche (*voyez* § 303); il se produit, à la vérité, dans ces opérations, des hypo-sulfites de baryte, de strontiane, de chaux, de potasse ou de soude; les trois premiers peuvent être facilement séparés par le filtre parce qu'ils sont insolubles dans l'eau, tandis que les hydro-sulfates sont solubles dans ce liquide; mais il est plus difficile d'opérer la séparation des hypo-sulfites de potasse et de soude qui sont solubles dans l'eau : en sorte qu'il faut, pour avoir des hydro-sulfates sulfurés de potasse et de soude purs, faire réagir, à une douce chaleur, les hydro-sulfates simples de ces bases sur le soufre très-divisé.

Hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque (liqueur fumante de Boyle). (Voyez *Sels ammoniacaux.*)

Caractères du genre hydro-phtorate.

M. Davy regarde les corps que l'on a appelés jusqu'à présent *fluates privés d'eau*, comme des composés de *phtore* et d'un métal ; il ne les considère donc plus comme des sels ; vient-on à dissoudre dans l'eau ceux de ces *phtorures* qui y sont solubles, le liquide est décomposé comme par les chlorures, et il se produit de l'acide hydro-phtorique et un oxide métallique qui se combinent et forment un véritable sel. (Voyez *Action de l'eau sur les chlorures*, § 183.) Quoi qu'il en soit, nous allons exposer les caractères des *phtorures* et des *hydro-phtorates*.

238. Les *phtorures* (fluates anhydres ou secs) sont indécomposables par le feu ; quelques-uns d'entre eux peuvent être décomposés s'ils sont humides, phénomène qui dépend de ce que l'eau est également décomposée : en effet, l'hydrogène se combine avec le phtore pour former de l'acide hydro-phtorique, tandis que l'oxigène se porte sur le métal et l'oxide. L'acide borique *vitrifié* est le seul, parmi ceux qui ne contiennent pas d'eau, susceptible de décomposer les phtorures à une température élevée ; mais il se décompose lui-même ; le bore et le phtore s'unissent pour former de l'acide phtoro-borique (fluo-borique. *Voy.* § 151), tandis que l'oxigène de l'acide borique se combine avec le métal qui entre dans la composition du phtorure (fluate sec).

Propriété essentielle. Les acides *sulfurique, phosphorique et arsénique* contenant de l'eau, décomposent les phtorures (fluates secs) ; il se dégage de l'acide hydro-phtorique sous la forme de vapeurs blanches, piquantes, *ayant de l'action sur le verre ;* on voit que dans ce cas l'eau de l'acide employé est décomposée ; son hydrogène transforme le phtore en acide hydro-phtorique ; l'oxigène oxide le

métal, et l'oxide formé se combine avec l'acide sulfurique, phosphorique ou arsénique.

On ne connaît que quatre *hydro-phtorates* neutres (fluates) solubles dans l'eau, ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'argent; les autres se dissolvent dans un excès d'acide.

Propriété essentielle. 1°. Les hydro-phtorates solubles décomposent tous les sels calcaires et les précipitent en blanc; le précipité, regardé jusqu'à présent comme du fluate de chaux, est du *phtorure de calcium.* On peut concevoir sa formation en représentant l'hydro-phtorate, que nous supposons être celui de potasse, par

	(Hydrogène	+ phtore)	+ potasse.
Et le sel calcaire, par	Oxigène	+ calcium	+ acide.
	Eau.	Phtorure de calcium.	Sel de potasse.

L'acide du sel calcaire se combine avec la potasse pour former un sel soluble, tandis que l'oxigène de l'oxide s'unit à l'hydrogène, et le calcium au phtore; ce caractère peut servir à distinguer les hydro-phtorates des hydro-chlorates. 2°. Les hydro-phtorates sont décomposés par les acides sulfurique, phosphorique et arsénique, qui s'emparent de l'oxide et mettent l'acide à nu.

239. *Préparation.* Les *hydro-phtorates de potasse, de soude, d'ammoniaque* et *d'alumine* s'obtiennent par le premier procédé, en combinant l'acide avec ces bases, ou bien en traitant l'hydro-phtorate acide de silice par l'un ou l'autre de ces alcalis, qui en précipitent la silice avec un peu d'acide, et restent dans la dissolution à l'état d'hydro-phtorate. *L'hydro-phtorate d'argent* s'obtient par le premier procédé, en versant sur l'oxide d'argent de l'acide hydro-phtorique faible.

Les *fluates insolubles*, regardés aujourd'hui comme des *phtorures*, se préparent par la voie des doubles décompositions, en mettant un hydro-phtorate soluble avec une dissolution saline contenant le métal que l'on cherche à transformer en phtorure.

On n'a pas encore assez de données pour établir les caractères du genre *phtoro-borate* (fluo-borate).

Des Métaux de la première classe.

240. Ces métaux, au nombre de cinq, ne sont encore admis que par analogie; ils ont une telle affinité pour l'oxigène qu'il a été impossible de décomposer leurs oxides.

Des Oxides de la première classe.

241. Les oxides de cette classe sont : la zircone, l'alumine, la glucine, l'yttria et la thorine; on les désigne dans plusieurs ouvrages sous le nom de *terres*. Ils sont tous solides, insipides, insolubles ou presqu'insolubles dans l'eau, et sans action sur l'*infusum* de tournesol; ils ne verdissent point le sirop de violette. Ils ont beaucoup moins d'affinité pour la plupart des acides que les oxides de la seconde classe.

Des Sels de la première classe.

242. 1°. Ils sont tous décomposés par les oxides de la seconde classe; 2°. ils le sont en totalité ou en partie par l'*ammoniaque* liquide; le précipité est constamment formé par l'oxide de la première classe que l'acide a abandonné. 3°. Les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque pouvant donner lieu, avec les sels de cette classe, à un sel insoluble et à un sel soluble, les décomposent à l'aide de la chaleur, et forment des précipités blancs qui sont des sous-carbonates d'alumine, de zircone, etc. (*Voy.* § 197.)

Du Zirconium.

243. Ce métal est inconnu.

Oxide de zirconium (zircone). On n'a encore trouvé cet oxide que dans le zircon, pierre de couleur variable, que l'on rencontre dans le sable de quelques rivières, à Ceylan et à Expailly. Il est blanc et insipide; sa pesanteur spécifique est de 4,3. On ignore s'il est fusible à une haute température; mais le zircon a été fondu au moyen du chalumeau à gaz de Brooks. Il est sans action sur la lumière, le fluide électrique, et sur les corps simples précédemment étudiés. Il peut se combiner avec plusieurs *acides* lorsqu'il n'a pas été calciné; il n'agit point sur la silice. Il a été découvert en 1789 par Klaproth; il n'a point d'usages.

Préparation. On prend du zircon passé au tamis, et on le fait chauffer jusqu'au rouge avec trois ou quatre fois son poids de potasse caustique, dans un creuset de platine; au bout de trois quarts d'heure, on délaie le produit dans dix ou douze fois son poids d'eau, et on y verse assez d'acide hydro-chlorique pour le dissoudre en entier: cette dissolution renferme des hydro-chlorates de potasse, de zircone, de fer et de silice: en effet, le zircon donne à l'analyse 65 de zircone, 33 de silice, et 2 d'oxide de fer (Klaproth et Vauquelin); il ne peut être dissous par les acides qu'après avoir été divisé par la potasse ou par une autre substance analogue. On fait évaporer la dissolution jusqu'en consistance de geléc; l'hydro-chlorate de silice se décompose, la silice se précipite, tandis que l'acide se volatilise; on traite de nouveau par l'eau, on filtre, et l'on obtient une dissolution contenant les hydro-chlorates de potasse, de zircone et de fer; on y verse peu à peu de l'hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque pour en précipiter seulement le fer à l'état d'hydro-sulfate noir; on a soin de ne

pas employer un excès de ce réactif, car il précipiterait aussi la zircone; on cesse d'en ajouter lorsque le dépôt n'est plus noir; alors on filtre la dissolution, et on en précipite la *zircone* par l'ammoniaque, qui s'empare de l'acide de l'hydro-chlorate de zircone; on la lave pour la dessécher, etc.

Des Sels de zircone.

244. On ne connaît qu'un très-petit nombre de sels de zircone; ils sont insolubles ou peu solubles dans l'*eau*, excepté l'hydro-chlorate. Ils sont tous décomposés par la *potasse*; la zircone déposée est insoluble dans un excès de potasse. Le *solutum* de *sous-carbonate d'ammoniaque*, qui les précipite à l'état de sous-carbonate blanc, redissout le precipité lorsqu'il est employé en assez grande quantité. Le *sulfate de potasse* les précipite. Les *hydro-sulfates* de potasse, de soude et d'ammoniaque les décomposent et y font naître un précipité blanc de zircone, tandis que l'acide hydro-sulfurique se dégage. Aucun des sels de zircone n'est précipité par l'*oxalate d'ammoniaque*. Ils n'ont point d'usages.

245. *Sous-carbonate de zircone.* Il est le produit de l'art; il est insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air et décomposable au feu.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

246. Le *phosphate de zircone* ne se trouve pas dans la nature; il est insipide, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

247. Le *sulfate de zircone* est un produit de l'art; il est blanc, pulvérulent, insipide, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide sulfurique, et susceptible de donner, par l'évaporation, des cristaux transparens; il est décomposable au feu.

Préparation. (*Voyez* § 216.)

248. *Nitrate de zircone.* Ce sel est un produit de l'art; il cristallise en aiguilles, mais très-difficilement; sa saveur est astringente, styptique; il rougit l'*infusum* de tournesol; chauffé, il se transforme en acide nitrique et en zircone; il est peu soluble dans l'eau, et il s'y dissout d'autant mieux qu'il contient plus d'acide.

Préparation. (*Voyez* § 226.)

249. *Hydro-chlorate de zircone* (*muriate de zircone*). On ne le trouve pas dans la nature; il cristallise en aiguilles blanches, douées d'une saveur astringente, rougissant l'*infusum* de tournesol; il se décompose au feu en acide hydro-chlorique et en zircone, en sorte qu'il ne se transforme pas en chlorure; il est très-soluble dans l'eau.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

De l'Aluminium.

250. Ce métal est inconnu. On rencontre dans la nature un produit auquel on a donné le nom de *fluate d'alumine*, et que l'on croit être composé de phtore et d'aluminium.

Oxide d'aluminium (alumine). L'alumine paraît se trouver en petite quantité en Saxe, en Silésie, en Angleterre et près de Véronne; elle entre dans la composition des argiles; on la trouve aussi combinée avec l'acide sulfurique.

L'alumine pure est blanche, douce au toucher, insipide, mais elle happe à la langue; sa pesanteur spécifique est de 2,00. Exposée à l'action du chalumeau à gaz, elle fond très-rapidement en globules d'un verre transparent tirant sur le jaune. La lumière, le fluide électrique, les corps simples précédemment étudiés, et l'air, n'exercent sur l'alumine aucune action; elle forme pâte avec l'eau et la retient très-fortement. L'*hydrate* d'alumine est blanc, pulvérulent, et paraît formé de 100 parties d'alumine et de 54 parties d'eau. L'*ammoniaque* caustique dissout l'alu-

mine en quantité sensible. (Berzelius.) Plusieurs acides peuvent se combiner avec elle, surtout lorsqu'elle n'a pas été calcinée. Un mélange d'alumine et de *zircone* est susceptible d'être fondu. On n'emploie l'alumine à l'état de pureté que dans les laboratoires; les usages de l'argile, au contraire, sont très-nombreux.

Préparation. On verse un excès d'ammoniaque dans une dissolution de sulfate acide d'alumine et de potasse (alun); le sulfate d'alumine seul est décomposé, et l'alumine se précipite; on la lave à plusieurs reprises pour dissoudre les sulfates d'ammoniaque et de potasse, et on la dessèche.

M. Gay-Lussac a fait connaître un nouveau procédé pour obtenir l'alumine pure en très-peu de temps; il s'agit simplement de calciner, dans un creuset, de l'alun à base d'ammoniaque préalablement desséché : l'acide sulfurique et l'ammoniaque se dégagent, et l'alumine reste.

Des Sels d'alumine.

251. On est loin d'avoir étudié tous les sels d'alumine; leurs dissolutions sont précipitées en blanc par la *potasse;* l'alumine déposée se dissout dans un excès de potasse; elles ont, en général, une saveur styptique astringente. Le sous-carbonate d'ammoniaque ne redissout pas le précipité qu'il forme dans leurs dissolutions. Les hydro-sulfates solubles se comportent avec elles comme avec les sels de zircone. L'oxalate d'ammoniaque ne les précipite pas (1). Aucun de ces sels, excepté le sulfate, n'est employé.

252. *Borate d'alumine.* Il est presque insoluble dans l'eau. *Préparation* (§ 205).

253. *Sous-carbonate d'alumine.* Il est blanc, insoluble

---

(1) L'acide oxalique est un acide végétal dont nous ferons l'histoire plus tard; il forme avec l'ammoniaque un sel soluble que nous emploierons souvent comme réactif.

dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air et décomposable au feu. *Préparation* (§ 207).

254. *Phosphate d'alumine.* Il est le produit de l'art, d'une couleur blanche, pulvérulent, insoluble dans l'eau, et donne un verre transparent lorsqu'on le fond au chalumeau.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

255. *Sulfate acide d'alumine.* Il est constamment le produit de l'art; il rougit l'*infusum* de tournesol; on peut l'obtenir cristallisé en houppes soyeuses, ou en lames flexibles, nacrées et brillantes, douées d'une saveur aigre, styptique, attirant l'humidité de l'air, et se dissolvant dans un poids d'eau moindre que le sien; chauffé, il perd l'excès de son acide, devient neutre, et peut même être décomposé en totalité si la chaleur est très-intense : uni au sulfate de potasse ou d'ammoniaque, il forme de l'alun. (Voyez *Sulfate d'ammoniaque.*) On ne lui connaît pas d'autre usage. On l'obtient en dissolvant dans l'acide sulfurique de l'alumine récemment précipitée et lavée.

256. *Sous-sulfate d'alumine.* Il existe dans les mines de la Tolfa; il est blanc, insipide et insoluble dans l'eau.

Préparation. (*Voyez* § 216.)

257. *Sulfite d'alumine.* Il est incristallisable, insoluble dans l'eau, et fort peu soluble dans l'acide sulfureux; il est décomposé par le feu.

Préparation. (*Voyez* § 218.)

258. *Nitrate acide d'alumine.* On ne le trouve pas dans la nature. On peut l'obtenir cristallisé en lames ductiles et peu consistantes, mais ce n'est qu'avec la plus grande difficulté; il a une saveur aigre, très-astringente; il est déliquescent et excessivement soluble dans l'eau; chauffé, il se transforme en acide nitrique et en alumine.

Préparation. (*Voyez* § 226.)

259. *Hydro-chlorate acide d'alumine.* Il est le produit de l'art; il a une saveur salée, acide, styptique; il rougit

l'*infusum* de tournesol ; il est ineristallisable, et donne par l'évaporation une masse gélatineuse, demi-transparente, attirant fortement l'humidité de l'air, exeessivement soluble dans l'eau, et se transformant par l'aetion du feu en gaz acide hydro-chlorique et en alumine.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

260. *Hydro-phtorate d'alumine* (fluate). On ne le trouve pas dans la nature; il a une saveur aeide, astringente, et forme avee la silice et la soude des sels doubles.

Préparation. (*Voyez* § 239.)

De l'Yttrium.

261. Ce métal est ineonnu.

Oxide d'yttrium (*yttria* ou gadolinite). On a rencontré eet oxide à Ytterby et à Fahlun, en Suède ; il entre dans la eomposition de l'ytterbite et de l'yttro-tantalite, pierres dont la première est noire, d'une eassure vitreuse éclatante, et l'autre grise et sous la forme de moreeaux de la grosseur d'une noisette. L'*yttria* est blanche et insipide; sa pesanteur spécifique est de 4,842 ; on ignore si elle est fusible ; mais l'ytterbite fond rapidement et donne un verre noir, luisant comme du jais, d'un éclat très-vif, lorsqu'on le soumet à l'aetion du chalumeau à gaz de Brooks. La lumière, le fluide éleetrique, les eorps simples précédemment étudiés, et l'eau, n'exereent aueune action sur elle : peut-être faut-il en exeepter le soufre et le gaz acide hydro-sulfurique. Exposée à l'air, elle en absorbe l'aeide earbonique. Elle est sans usages, et a été déeouverte en 1794 par M. Gadolin.

Préparation. On fait bouillir dans une fiole une partie d'*ytterbite* pulvérisée, avec 4 ou 5 parties d'acide nitrique un peu étendu d'eau, et l'on obtient des nitrates d'yttria, de chaux, de manganèse et de fer solubles ; tandis qu'il reste de la silice et de l'oxide de fer qui n'ont

pas été dissous. L'ytterbite renferme en effet ces différens oxides. On décante la liqueur, on l'étend d'eau pour la filtrer, puis on la mêle avec les eaux de lavage du résidu. On la dessèche par l'évaporation pour en séparer l'excès d'acide nitrique, et on traite la masse par l'eau, qui dissout les nitrates d'yttria, de chaux, de manganèse, et la portion de nitrate de fer non décomposée par la chaleur ; on filtre et on verse dans la dissolution un grand excès de sous-carbonate d'ammoniaque qui précipite la chaux, le manganèse et le fer à l'état de sous-carbonates ; tandis qu'il reste dans la liqueur du nitrate d'ammoniaque et du sous-carbonate d'yttria dissous par l'excès de sous-carbonate d'ammoniaque ; on filtre et on fait bouillir la dissolution ; le sous-carbonate d'yttria ne tarde pas à se précipiter à mesure que le sous-carbonate d'ammoniaque se volatilise; on lave le précipité, on le dessèche, et on le fait rougir dans un creuset pour en dégager l'acide carbonique et avoir l'*yttria* pure.

On ferait encore les mêmes opérations si l'ytterbite contenait de la glucine, excepté qu'il faudrait séparer le sous-carbonate de glucine du sous-carbonate d'yttria par une dissolution de potasse qui ne peut dissoudre que le premier.

Des Sels d'yttria.

262. Ces sels, pour la plupart inconnus, ont une saveur sucrée lorsqu'ils sont solubles dans l'eau ; leurs dissolutions se comportent avec la *potasse* et avec le *sous-carbonate d'ammoniaque* comme celles de zircone (*Voyez* § 244) ; les *hydro-sulfates* solubles ne les troublent point. Ils n'ont point d'usages et ne se trouvent pas dans la nature.

263. Le *carbonate d'yttria* est insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et décomposable au feu.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

264. *Sulfate d'yttria.* On l'obtient cristallisé en petits grains brillans, d'une saveur sucrée, astringente, d'une couleur blanche, solubles dans 40 ou 50 parties d'eau, plus solubles dans un excès d'acide.

Préparation. (*Voyez* § 202, 1er procédé.)

265. *Nitrate acide d'yttria.* Sa saveur est douce et astringente; il rougit l'*infusum* de tournesol, attire l'humidité de l'air et se dissout très-bien dans l'eau; on ne peut le faire cristalliser qu'avec la plus grande difficulté; il est décomposé par le feu; l'acide sulfurique transforme sa dissolution en sulfate, qui se précipite sous la forme de petits cristaux.

Préparation. (*Voyez* § 226.)

266. *Hydro-chlorate d'yttria.* Son histoire est la même que celle du nitrate.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

Du Thorinium.

267. Ce métal est inconnu.

Oxide de thorinium (thorine). La thorine a été découverte en 1816 par M. Berzelius, dans le canton de Finbo, aux environs de Fallun. Elle fait partie des minéraux connus sous les noms de *deuto-fluate neutre de cérium*, de *fluate de cérium et d'yttria*, de *gadolinite* de Korarfvet, etc. Elle est incolore, insipide et sans action sur le sirop de violette. Exposée à l'*air*, elle en attire l'acide carbonique, et passe à l'état de carbonate. L'eau ne la dissout point.

Propriété essentielle. Les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique la dissolvent et produisent des sels, même lorsqu'elle a été fortement calcinée.

Extraction. On fait dissoudre dans l'eau régale bouillante (*voyez* § 154) la gadolinite de Korarfvet réduite en

poudre ; la dissolution renferme des hydro-chlorates de fer, de cérium, d'yttria et de thorine ; on en sature l'excès d'acide par l'ammoniaque caustique, et on la mêle avec du succinate acidule d'ammoniaque, qui précipite l'oxide de fer à l'état de succinate ; on filtre et on verse dans la dissolution du sulfate de potasse, qui précipite l'oxide de cérium à l'état de sulfate d'oxide de cérium et de potasse ; on filtre de nouveau, et on verse un excès d'ammoniaque dans la liqueur filtrée ; par ce moyen la thorine et l'yttria sont précipitées ; on les lave et on les redissout dans l'acide hydro-chlorique ; on évapore l'hydro-chlorate jusqu'à siccité, et on les fait bouillir avec de l'eau, qui dissout celui d'yttria et qui décompose celui de thorine de manière à mettre en liberté presque la totalité de cet oxide.

Des Sels de thorine.

268. Les sels de thorine ont une saveur purement astringente ; ils sont solubles ou insolubles dans l'eau. Les dissolutions salines de thorine sont décomposées par la *potasse ;* la thorine précipitée ne se dissout pas dans un excès de cet alcali. L'*oxalate d'ammoniaque* y fait naître un précipité. Le sulfate de potasse ne les trouble point. Les succinates, les tartrates et les benzoates alcalins les précipitent. Le dépôt formé par les tartrates alcalins est soluble dans la potasse. Ces caractères sont plus que suffisans pour distinguer les sels de thorine de ceux de zircone avec lesquels ils pourraient être confondus.

269. *Sulfate de thorine.* Il est sous la forme de cristaux transparens, inaltérables à l'air et décomposables par l'eau en sulfate acide soluble et en sous-sulfate pulvérulent insoluble.

Préparation. 1er procédé. (*Voyez* § 202.)

270. *Nitrate et hydro-chlorate de thorine.* Il suffit de faire

bouillir les dissolutions de ces sels pour les décomposer et en séparer la thorine sous la forme d'une masse volumineuse, gélatineuse et translucide.

Préparation. Ier procédé. (*Voyez* § 202.)

Du Glucinium.

271. Ce métal n'a pas encore été obtenu.

Oxide de glucinium (glucine). Il ne se trouve que dans trois pierres gemmes, l'émeraude, l'aigue-marine et l'euclase. On a découvert près de Limoges une mine très-abondante d'aigue-marine. Il est blanc et insipide; sa pesanteur spécifique est de 2,967. Il n'a pas encore été fondu, mais il est probable qu'il le sera au moyen du chalumeau à gaz de Brooks; la fusion de l'émeraude du Pérou a été opérée avec la plus grande rapidité à cette température. Il n'a point d'action sur les fluides impondérables, ni sur les corps simples précédemment étudiés, excepté peut-être sur le soufre. Exposé à l'air, il en attire le gaz acide carbonique; il se combine avec tous les acides; l'eau ne le dissout pas; il a été découvert en 1798 par M. Vauquelin; il est sans usages.

Préparation. On l'extrait du béril ou aigue-marine; celui de Limoges est formé, d'après M. Vauquelin, de 69 de silice, 16 de glucine, 13 d'alumine, 0,5 de chaux, 1 d'oxide de fer; on le traite par la potasse, par l'eau et par l'acide hydro-chlorique, comme nous l'avons dit en parlant du zircon; on évapore les hydro-chlorates pour en précipiter la silice en gélée; on traite la masse par l'eau, et on filtre la dissolution composée des hydro-chlorates de glucine, d'alumine, de chaux et de fer solubles; on y verse un excès de sous-carbonate d'ammoniaque qui agit sur elle comme sur la dissolution d'yttria, en sorte que l'on obtient la *glucine* en suivant le même procédé.

Des Sels de glucine.

272. Les sels de glucine solubles ont une saveur sucrée; leurs dissolutions sont précipitées par la *potasse* et par le *sous-carbonate d'ammoniaque;* le précipité de glucine ou de sous-carbonate de glucine se redissout dans un excès de l'un ou de l'autre de ces réactifs. Ils ne sont pas troublés par les hydro-sulfates solubles. Aucun de ces sels n'est employé; ils sont tous le produit de l'art.

273. Le *sous-carbonate de glucine* est insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et décomposable au feu.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

274. *Phosphate de glucine.* Il est également insipide, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau; il se dissout dans un excès d'acide phosphorique. Il fond au chalumeau et donne un globule vitreux qui conserve sa transparence même après le refroidissement.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

275. *Sulfate de glucine.* Il est cristallisé en aiguilles douées d'une saveur sucrée astringente; il attire légèrement l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau. Exposé au feu, il fond dans son eau de cristallisation, se boursouffle, se dessèche et finit par se décomposer; sa dissolution est précipitée en blanc jaunâtre par l'*infusum* de noix de galle (1).

Préparation. (*Voyez* § 202, 1er ou 2e procédé.)

276. *Nitrate acide de glucine.* Il a la même saveur que le sulfate; il rougit l'*infusum* de tournesol; évaporé, il donne

---

(1) L'*infusum* de noix de galle est principalement formé de deux matières végétales connues sous les noms d'*acide gallique* et de *tannin;* il suffit pour l'obtenir de verser de l'eau bouillante sur la noix de galle concassée.

une masse pâteuse, incristallisable, qui attire fortement l'humidité de l'air, est très-soluble dans l'eau, et qui se décompose au feu ; sa dissolution est précipitée en jaune grisâtre par la noix de galle.

Préparation. (*Voyez* § 226.)

277. *Hydro-chlorate acide de glucine.* On peut l'obtenir cristallisé; sa saveur est sucrée; il rougit l'*infusum* de tournesol, se dissout très-bien dans l'eau, et se transforme par l'action du feu en acide hydro-chlorique et en glucine.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

Des Métaux de la deuxième classe.

Ces métaux sont au nombre de huit, le silicium, le magnésium, le calcium, le strontium, le barium, le lithium, le sodium et le potassium. Ils offrent des propriétés communes que nous avons exposées en énumérant les caractères des six classes. Tous, excepté le silicium et le magnésium, en se combinant avec une certaine quantité d'oxigène, donnent naissance à des oxides *alcalins;* les deux autres forment des oxides terreux.

§ Ier. *Des Métaux de la deuxième classe pouvant être transformés par l'oxigène en oxides terreux.*

Ils sont au nombre de deux; le silicium et le magnésium.

Des Oxides de ces métaux.

278. Ces oxides jouissent des mêmes propriétés que ceux de la première classe (*voyez* § 241), si ce n'est que la magnésie peut verdir le sirop de violette. Nous n'établirons point de généralités sur les sels qu'ils forment en se combinant avec les acides, parce qu'ils offrent des caractères qui ne se ressemblent point.

Du Silicium.

279. Il résulte des expériences de MM. Berzelius, Stromeyer et Davy, que le silicium est sous la forme d'une poudre d'une couleur foncée, inaltérable par la chaleur, susceptible de s'emparer rapidement de l'oxigène de l'air ou de l'eau pour former de l'oxide de silicium (silice), et de se dissoudre dans la potasse; il peut se combiner avec le fer, et donner un alliage blanc et ductile; enfin il se transforme en acide phtoro-silicique lorsqu'il s'unit au phtore placé dans des circonstances particulières. M. Davy l'obtint en faisant passer à travers de la silice contenue dans un tube de platine, et dont la température était très-élevée, un excès de potassium, qui s'empara de l'oxigène de la silice pour former de la potasse et mit le silicium à nu.

De l'Acide phtoro-silicique (fluorique silicé).

280. L'acide *phtoro-silicique* ne se trouve jamais dans la nature; il se présente sous la forme d'un gaz incolore, transparent, doué d'une odeur analogue à celle du gaz acide hydro-chlorique, d'une saveur très-acide, rougissant l'*infusum* de tournesol, et éteignant les corps enflammés; sa pesanteur spécifique est de 3,574. Il n'est décomposé ni par le calorique ni par les corps simples précédemment étudiés. Il répand des vapeurs blanches épaisses lorsqu'il est exposé à l'*air*. L'*eau* peut en absorber 265 fois son volume; mais elle le décompose et le transforme en *hydro-phtorate* acide de silice soluble, et en *sous-hydro-phtorate* insoluble, qui se précipite sous la forme de gelée; d'où il suit que l'eau est également décomposée; son hydrogène s'unit au phtore avec lequel il forme de l'acide hydro-phtorique, tandis que l'oxigène se combine avec le silicium qu'il fait passer à l'état de silice. L'acide phtoro-silicique, analysé par M. John Davy à l'époque où il était

regardé comme composé de silice et d'acide fluorique, fournit 61,4 de silice et 38,6 d'acide fluorique. Il n'a point d'usages.

Préparation. On place dans une fiole de verre et mieux de plomb, munie d'un tube recourbé, un mélange de 3 parties de phtorure de calcium (fluate de chaux) et d'une partie de sable réduits en poudre fine; on y ajoute l'acide sulfurique concentré nécessaire pour faire une bouillie épaisse, et on soumet la fiole à une douce chaleur; le gaz se dégage aussitôt, et va se rendre dans des cloches préalablement disposées sur la cuve à mercure; il reste dans la fiole du sulfate de chaux.

Théorie. Le phtorure de calcium et l'oxide de silicium sont décomposés; le phtore s'unit au silicium pour former le gaz dont nous parlons, tandis que le calcium se combine avec l'oxigène de la silice et passe à l'état de chaux qui reste dans la fiole avec l'acide sulfurique.

Oxide de silicium (silice).

281. Cet oxide constitue presqu'à lui seul les différentes espèces de quartz, telles que le cristal de roche, la pierre à fusil, les cailloux, les sables, etc., substances très-répandues dans la nature; il fait partie de toutes les pierres gemmes (1); on le trouve dans certaines eaux d'Islande, dans la plupart des végétaux, etc. Lorsqu'il est pur, il est d'une couleur blanche, rude au toucher et inodore; sa pesanteur spécifique est de 2,66. Soumis à une température élevée, par exemple, à celle que l'on peut produire au moyen du chalumeau de Brooks, il fond dans le même

(1) Quelques chimistes regardent la silice comme un acide qu'ils nomment *silicique*, et ils pensent que les terres sont des espèces de sels formés par la combinaison de l'acide silicique avec les oxides d'aluminium, de calcium, etc.

instant, et donne un verre de couleur orange qui paraît se volatiliser en partie. Les autres fluides impondérables, les corps simples précédemment étudiés, et l'air n'exercent sur lui aucune action.

L'eau en dissout une très-petite quantité, d'après les expériences de Kirwan et de M. Barruel. Aucun des acides précédemment étudiés, excepté l'acide hydro-phtorique (fluorique), ne peut se combiner avec cet oxide à la température ordinaire. Les acides borique et phosphorique solides s'y unissent à une température rouge. On l'emploie dans la fabrication du verre, de la poterie et des mortiers; le sable sert à filtrer les eaux, et le cristal de roche à faire de très-beaux lustres.

Préparation. On introduit dans un creuset une partie de sable ou de cailloux bien pulvérisés, et 3 parties de potasse; on chauffe graduellement le mélange jusqu'au rouge; la potasse fond, perd son eau, se boursouffle, et se combine avec la silice. Lorsque la fusion est opérée, ou du moins que la masse est en pâte molle, on la coule et on la laisse refroidir dans un vase de cuivre ou d'argent. On la traite dans une capsule par quatre ou cinq fois son poids d'eau, dont on élève la température; on filtre la dissolution, à laquelle on donnait autrefois le nom de *liqueur de cailloux* (potasse silicée); on y verse assez d'acide sulfurique, hydro-chlorique ou nitrique, pour saturer la potasse, et l'on obtient un précipité gélatineux de silice; on décante la dissolution saline formée, et on lave le dépôt que l'on fait dessécher. Si la dissolution était trop étendue, et que la silice ne fût pas précipitée par l'acide, il faudrait la concentrer par l'évaporation.

Des Sels de silice.

282. Les sels de silice ont été fort peu étudiés; il n'y en a qu'un très-petit nombre de connus, et, par conséquent,

on ne peut pas établir leurs caractères d'une manière générale. Nous dirons cependant que la silice, fondue avec deux fois son poids de potasse (hydrate de deutoxide de potassium), donne une masse qui, étant dissoute dans une très-grande quantité d'eau, peut être combinée avec divers acides, et former des sels doubles de potasse et de silice solubles dans beaucoup d'eau : ces sels doubles ont pour caractère de se décomposer, et de laisser précipiter la silice sous forme de gelée, lorsqu'on les concentre par l'évaporation.

283. Le *borate* et le *phosphate de silice* sont le produit de l'art ; ils sont vitrifiés, transparens, insipides, inaltérables à l'air, insolubles dans l'eau, indécomposables par les acides et par les oxides des métaux de la deuxième classe.

On les prépare en faisant fondre dans un creuset l'un ou l'autre de ces acides avec de la silice pulvérisée.

284. *Hydro-phtorate acide de silice* (fluate). Ce sel est soluble dans l'eau ; il est décomposé par l'acide borique qui en précipite la silice ; les oxides des métaux de la 2e classe le décomposent également, et y font naître un précipité blanc gélatineux, qui est presque toujours un sel double formé par l'hydro-phtorate de silice et par l'oxide employé. Il est sans usages.

Préparation. On fait arriver dans de l'eau du gaz acide phtoro-silicique (fluorique-silicé) ; il se forme un précipité blanc, gélatineux, qui est du sous-hydro-phtorate de silice (sous-fluate), et il reste dans la liqueur le sel dont nous parlons : il est évident qu'on ne peut expliquer ces phénomènes que par la décomposition de l'eau, si on regarde le gaz phtoro-silicique comme composé de phtore et de silicium : en effet, l'hydrogène de l'eau transforme le phtore en acide hydro-phtorique, tandis que l'oxigène fait passer le silicium à l'état d'oxide. Il

est important de mettre au fond de l'eau une certaine quantité de mercure, dans lequel on fait plonger le tube qui conduit le gaz; sans cela l'extrémité de ce tube ne tarde pas à être obstruée par la masse gélatineuse qui se forme.

Du Magnésium.

285. Le magnésium paraît avoir été obtenu par M. Davy en décomposant le sulfate de magnésie au moyen de la pile voltaïque et du mercure. Il est solide, blanc, semblable à l'argent, et beaucoup plus pesant que l'eau. Il décompose ce liquide avec moins d'énergie que le calcium, le barium et le strontium, probablement parce que l'oxide auquel il donne naissance (la magnésie) est insoluble dans l'eau. Il absorbe rapidement l'oxigène de l'air, et se transforme en magnésie. Il n'a point d'usages.

286. *Oxide de magnésium* (magnésie). On ne le trouve jamais pur dans la nature; il est toujours combiné avec un acide à l'état de sel, ou avec d'autres oxides. Il est blanc, doux au toucher, insipide et *verdit le sirop de violette*; sa pesanteur spécifique est de 2,3. Soumis à l'action d'une température élevée à l'aide du chalumeau de Brooks, cet oxide fond avec flamme, et donne un verre poreux si léger qu'il est emporté par le gaz. Les autres fluides impondérables, l'oxigène, l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore et l'azote ne lui font éprouver aucune altération. Le *soufre* peut se combiner avec lui et donner naissance à un oxide sulfuré. Mis en contact avec l'*iode* et de l'eau, il se forme de l'iodate de magnésie peu soluble qui se précipite, et de l'hydriodate de magnésie soluble; d'où il faut conclure que l'eau a été décomposée, et que l'iode s'est transformé en acide iodique et en acide hydriodique. Si l'on fait passer du *chlore* gazeux à travers de la magnésie chauffée jusqu'au rouge, il se produit du chlorure de magnésium, et il se dégage du gaz oxigène. Exposé à l'air il en

absorbe l'acide carbonique. Cent parties de cet acide peuvent absorber 44 parties d'eau et donner naissance à un *hydrate* blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau. Il se dissout très-bien dans les acides. Ce n'est qu'avec la plus grande difficulté qu'on parvient à fondre dans nos fourneaux un mélange de magnésie et de *silice*. L'*alumine* n'a aucune action sur la magnésie.

La magnésie n'est employée qu'en médecine. On s'en sert, 1°. comme contre-poison des acides : un assez grand nombre d'observations et plusieurs expériences faites sur les animaux prouvent que la magnésie est le meilleur antidote des acides : en effet, elle se combine avec eux, les neutralise, et par conséquent les empêche d'agir comme caustiques ; on peut, dans ces sortes de cas, la donner, à la dose de plusieurs gros, délayée dans de l'eau ; 2°. pour combattre les calculs vésicaux d'acide urique, et même pour en prévenir la formation ; les succès obtenus dans ces derniers temps par MM. Home et Brande ne laissent aucun doute sur l'avantage que l'on peut retirer de ce médicament dans ces sortes d'affections ; la dose est de 15 à 20 grains deux fois par jour ; 3°. pour neutraliser les acides qui se développent souvent dans les premières voies, surtout chez les femmes enceintes et les jeunes enfans : la dose, dans ce cas, est depuis 6 jusqu'à 30 grains ; 4°. comme purgatif chez les individus qui sont à l'usage du lait, ou qui ont éprouvé de violens accès de goutte ou de rhumatisme : on l'administre dans ce cas jusqu'à la dose d'une demi-once. En général, les médecins ne doivent prescrire que la magnésie calcinée, parfaitement débarrassée d'acide carbonique.

Préparation. On fait bouillir pendant une demi-heure une dissolution étendue de sulfate de magnésie avec du carbonate de potasse pur, et l'on obtient un précipité blanc de sous-carbonate de magnésie, qu'il suffit de laver et de calciner dans un creuset pour en avoir la magnésie. On

emploie le plus souvent le sous-carbonate de potasse du commerce, et l'on agit à froid ; mais la magnésie obtenue par ce procédé n'est pas aussi pure.

Des Sels de Magnésie.

287. Les sels de magnésie sont entièrement décomposés par la *potasse* (hydrate de deutoxide de potassium) et par les *sous-carbonates* de potasse et de soude; la magnésie, ou le sous-carbonate de magnésie, précipité, ne se dissolvent pas dans un excès du réactif décomposant. Les dissolutions de magnésie ne sont pas précipitées à froid par le *carbonate saturé de potasse* ni par le sous-carbonate d'ammoniaque, parce que ces carbonates renferment assez d'acide carbonique pour tenir la magnésie en dissolution ; mais si on chauffe le mélange, l'excès d'acide carbonique se dégage, et le sous-carbonate de magnésie blanc se précipite. L'*ammoniaque* ne décompose jamais complètement ces dissolutions; elle n'en précipite qu'une portion de magnésie; l'autre portion reste dans la liqueur et forme avec l'ammoniaque un sel double soluble. Les *hydro- sulfates* ne précipitent pas les dissolutions de magnésie. Il en est de même de l'*oxalate d'ammoniaque.*

288. *Borate de magnésie.* On le trouve près de Lunébourg. Il est en petits cristaux cubiques dont les arêtes et quatre angles solides opposés sont remplacés par des facettes. Ils sont tantôt transparens, tantôt opaques : dans ce cas, ils contiennent de la chaux; ils sont très-durs, insipides, insolubles dans l'eau et inaltérables à l'air; chauffés au chalumeau, ils se boursoufflent et donnent un émail jaunâtre, hérissé de petites pointes qui sautent par l'action du feu. Si on élève convenablement la température de ces cristaux, ils deviennent électriques dans huit points : quatre sont électrisés vitreusement, les quatre autres résineusement. Le borate de magnésie est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 205.)

289. *Sous-carbonate de magnésie.* On rencontre ce sel à l'état solide en Moravie ; il paraît aussi entrer dans la composition de quelques pierres que les minéralogistes appellent *magnésites*. On le trouve dans le commerce sous la forme de pains légers, d'un blanc de neige, doux au toucher; chauffé, il perd l'acide carbonique, et le résidu porte le nom de *magnésie calcinée*. Il est insipide, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau ; mais il peut se dissoudre dans un excès de gaz acide carbonique, et former le carbonate de magnésie saturé. Il sert à préparer la magnésie. M. Edmund Davy a annoncé dans ces derniers temps que le carbonate de magnésie, bien mêlé avec les farines nouvelles, dans la proportion de 20 à 40 grains par livre de farine, leur communique la propriété de faire un meilleur pain : (Voy. *Pain*, tom. II.)

Préparation. (*Voyez* § 207.)

290. *Carbonate de magnésie.* Il existe dans certaines eaux. Il est sous la forme de cristaux prismatiques très-transparens ; il s'effleurit à l'air ; chauffé, il décrépite et perd l'acide carbonique; il est peu soluble dans l'eau, et se précipite à mesure que l'on chauffe la dissolution, parce que l'acide carbonique se volatilise. Il est sans usages.

291. *Phosphate de magnésie.* On trouve ce sel dans quelques graines céréales. Il cristallise en prismes hexaèdres irréguliers terminés par des extrémités obliques, ou en aiguilles très-fines qui, par leur entrelacement, ressemblent à des étoiles ; il est efflorescent, insipide, très-peu soluble dans l'eau; chauffé, il donne un verre qui conserve sa transparence, même après qu'il a été refroidi. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

292. *Phosphite de magnésie.* Il est peu soluble dans l'eau; il ne se trouve pas dans la nature, et n'a point d'usages.

Préparation. (*Voy.* § 214).

293. *Sulfate de magnésie* (sel d'Epsom, sel d'Egra, de Sedlitz, sel cathartique amer, vitriol de magnésie). On le trouve en dissolution dans les eaux de la mer, de plusieurs fontaines salées, et dans les eaux-mères de l'alun; on le rencontre aussi quelquefois effleuri dans certains terrains schisteux. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou par un sommet dièdre; quelquefois aussi il est sous la forme de masses composées d'une multitude de petites aiguilles; sa saveur est amère, désagréable et nauséabonde. Exposé à l'air sec, il s'effleurit si *la température est élevée*. L'eau à 15° dissout son poids de sulfate de magnésie; deux parties d'eau bouillante en dissolvent trois parties; chauffé, il éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée. Traité par le charbon à une chaleur rouge, il se décompose et se transforme en sulfure qui passe à l'état d'hydro-sulfate sulfuré soluble lorsqu'on le met dans l'eau. (Voyez *Action du soufre sur les oxides de la deuxième classe*, § 303.) On l'emploie pour préparer la magnésie et le carbonate de magnésie. Il est souvent administré comme purgatif, à la dose de 4, 6, 8 gros dissous dans deux ou trois verres de liquide; il fait partie d'une multitude d'eaux minérales naturelles et artificielles, dont on fait un très-grand usage pour exciter modérément les évacuations alvines.

Préparation. On l'obtient, 1°. en faisant évaporer les eaux qui en contiennent; 2°. au moyen des schistes qui renferment de la magnésie et du sulfure de fer; on les met en contact avec l'air et on les arrose; au bout de quelques mois, le soufre et le fer ont absorbé l'oxigène de l'air, et se trouvent transformés, le premier en acide sulfurique qui s'unit à la magnésie, et le second en oxide de fer; on traite par l'eau, qui dissout le sulfate de magnésie et une certaine quantité de sulfate de fer formé; on verse dans

la dissolution de l'eau de chaux pour décomposer le sulfate de fer ; on filtre et on fait évaporer la liqueur pour obtenir le sulfate de magnésie cristallisé.

294. *Sulfite de magnésie.* Il est le produit de l'art; il cristallise en tétraèdres ; il a une saveur terreuse et sulfureuse ; il s'effleurit légèrement à l'air, et ne se transforme en sulfate que très-lentement. Vingt parties d'eau froide dissolvent une partie de ce sel; il est décomposé par le feu, et n'a point d'usages.

Préparation. (*Voyez* § 218.)

295. *Chlorate de magnésie.* On ne le trouve pas dans la nature. Il est amer, déliquescent, très-soluble dans l'eau, difficile à cristalliser et sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 224.)

296. *Nitrate de magnésie.* Il n'existe jamais pur dans la nature; il entre dans la composition des eaux-mères du salpêtre; il cristallise en prismes rhomboïdaux à quatre faces, terminés par des pointes obliques et tronquées, ou en aiguilles très-fines, groupées en faisceaux. Il a une saveur très-amère et piquante; il attire l'humidité de l'air ; et se dissout à froid dans la moitié de son poids d'eau. Chauffé, il donne du gaz oxigène, du deutoxide d'azote, de l'acide nitrique et de la magnésie. Il est sans usages.

Préparation. (§ 226.)

297. *Hydro-chlorate de magnésie.* Ce sel ne se trouve jamais pur dans la nature; il existe mêlé à d'autres dans certaines eaux salées, dans les matériaux salpêtrés, etc.; il a une saveur amère, désagréable ; il attire l'humidité de l'air, se dissout très-bien dans l'eau, et ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté : chauffé, il se décompose, perd l'acide hydro-chlorique, et l'on obtient de la magnésie. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

298. *Hydriodate de magnésie.* Il est le produit de l'art; il

cristallise difficilement et attire l'humidité de l'air : chauffé jusqu'au rouge sans le contact de l'air, la magnésie abandonne l'acide, comme cela a lieu avec l'hydro-chlorate. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 232.)

299. *Hydro-sulfate de magnésie.* On sait qu'il existe, qu'il est soluble dans l'eau et sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 235.)

300. *Hydro-phtorate de magnésie* (fluate). Il est le produit de l'art, et cristallise, suivant Bergman, en prismes hexaèdres, terminés par une pyramide composée de trois rhombes. Il est soluble dans un excès d'acide hydro-phtorique et sans usages.

§ II. *Des Métaux de la deuxième classe, pouvant être transformés par l'oxigène en oxides alcalins.*

Ces métaux sont au nombre de six : le calcium, le strontium, le barium, le lithium, le sodium et le potassium.

Des Oxides produits par ces métaux.

301. Ces oxides sont au nombre de treize ; savoir : deux oxides de calcium, deux de strontium, deux de barium, un de *lithium*, trois de potassium et trois de sodium. Ils sont tous solides, doués d'une saveur âcre, plus ou moins caustique. Six d'entre eux se dissolvent dans l'eau, sans éprouver ni faire éprouver à ce liquide la moindre décomposition : tels sont les protoxides de calcium et de strontium, le protoxide de barium, l'oxide de lithium, et les deutoxides de potassium et de sodium. On les appelait autrefois *alcalis*, groupe auquel on ajoutait encore l'ammoniaque. Deux de ces oxides ne peuvent se dissoudre dans l'eau qu'après l'avoir décomposée et lui avoir enlevé de l'oxi-

gène : tels sont les protoxides de potassium et de sodium, qui passent alors à l'état de deutoxide; enfin les cinq autres, savoir, les deutoxides de barium, de strontium et de calcium, et les tritoxides de potassium et de sodium ne se dissolvent dans ce liquide qu'autant qu'ils perdent de l'oxigène et se changent, les trois premiers en protoxides, et les deux autres en deutoxides de potassium et de sodium.

302. Ainsi dissous et transformés en *alcalis*, ils verdissent le sirop de violette, rougissent la couleur jaune du curcuma, et ramènent au bleu la couleur de l'*infusum* de tournesol rougie par les acides. Ils ont la plus grande tendance à s'unir avec les acides, dont ils font disparaître, en tout ou en partie, les caractères; et on peut dire que les six d'entre eux qui constituent les alcalis enlèvent complètement, ou presque complètement les acides à toutes les dissolutions salines formées par les oxides métalliques de la première et des quatre dernières classes, et par l'ammoniaque.

303. *Action du soufre sur les alcalis.* Lorsqu'on chauffe l'un de ces alcalis à l'état solide avec du soufre, on obtient constamment des produits que l'on a appelés *foies de soufre.* Il résulte des expériences de M. Gay-Lussac que la composition de ces produits varie suivant la température à laquelle ils ont été obtenus. 1°. *A une température qui n'atteint pas la chaleur rouge*, les alcalis (oxides métalliques) se combinent avec le soufre, et forment des *oxides sulfurés* sans mélange de sulfate, qui jouissent de la propriété de décomposer l'eau : en effet, le soufre qu'ils renferment s'unit avec l'oxigène de l'eau pour former de l'acide hypo-sulfureux, et avec l'hydrogène pour donner naissance à de l'acide hydro-sulfurique : ces deux acides se combinent avec l'alcali, et il en résulte deux sels. 2°. *A une température rouge*, les oxides alcalins sont en partie décomposés par le soufre; l'oxigène de l'oxide décom-

posé forme, avec une portion de soufre, de l'acide sulfurique qui s'unit à l'oxide non décomposé, pour donner naissance à un sulfate ; le métal provenant de l'oxide décomposé se combine avec une autre partie de soufre et forme un *sulfure métallique*. Voici ce qui arrive lorsqu'on met ces produits dans l'eau. Si le sulfate qui en fait partie est soluble dans ce liquide, il reste dissous ; dans le cas contraire, il se précipite. Quant au *sulfure métallique*, il décompose l'eau ; le soufre s'unit à l'hydrogène et forme de l'acide hydro-sulfurique, tandis que le métal se combine avec l'oxigène et produit un oxide qui s'unit à l'acide hydro-sulfurique, et à l'excès de soufre, pour donner naissance à un hydro-sulfate sulfuré constamment soluble et d'un jaune rougeâtre (1).

Suivant M. Vauquelin, il se forme aussi, par la décomposition de l'eau, un hypo-sulfite. M. Gay-Lussac n'a pas obtenu ce sel en mettant en contact avec l'eau le produit de la calcination du soufre avec la soude.

304. Lorsqu'on fait bouillir de l'eau, du *soufre* et un de ces *alcalis*, on obtient un véritable hydro-sulfate sulfuré, et un hypo-sulfite soluble ou insoluble.

305. *Action du chlore sur les alcalis.* Si l'on fait passer du chlore gazeux parfaitement desséché à travers un tube de porcelaine contenant l'un ou l'autre de ces oxides, il se forme un chlorure métallique et l'oxigène de l'oxide se dégage. Les phénomènes varient si on fait arriver le courant de gaz dans de l'eau tenant l'oxide en dissolution ou en suspension à la température ordinaire ; il se produit alors un chlorate et un hydro-chlorate, ce qui peut

(1) On doit excepter le sulfure de chaux, qui est très-peu soluble, et qui se change en hydro-sulfate *incolore* et en une très-petite quantité d'hypo-sulfite insoluble, d'après M. Vauquelin.

s'expliquer aisément en admettant la décomposition de l'eau, dont l'oxigène se porte sur le chlore pour former de l'acide chlorique, tandis que l'hydrogène donne naissance à de l'acide hydro-chlorique.

306. L'action de l'*iode* sur ces oxides dissous ou suspendus dans l'eau est analogue à celle du chlore; il se forme de l'iodate peu soluble, et de l'hydriodate très-soluble. Exposés à l'*air*, ces oxides alcalins en attirent rapidement l'humidité et passent à l'état d'hydrate; bientôt après ils absorbent le gaz acide carbonique, et se transforment en sous-carbonates. Ils se combinent à merveille avec tous les *acides*, et forment des sels qui sont solubles ou insolubles dans l'eau.

Des Sels formés par les métaux de la deuxième classe, pouvant être transformés par l'oxigène en oxides alcalins.

307. Les dissolutions des sels de la seconde classe ne sont décomposées ni troublées par l'ammoniaque, ni par les hydro-sulfates solubles, ni par l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate de potasse et de fer): ces caractères suffisent pour les distinguer des sels des autres classes.

Du Calcium.

308. Le calcium ne se trouve jamais pur dans la nature; on le rencontre à l'état d'oxide combiné avec divers acides, c'est-à-dire à l'état de *sel*. Ce métal n'a été obtenu qu'en très-petite quantité, en sorte qu'il a été impossible d'étudier ses propriétés: on sait seulemen qu'il est blanc, très-brillant, et qu'il absorbe l'oxigène avec beaucoup de rapidité pour passer à l'état d'oxide; il est susceptible de former deux oxides. Il donne avec le chlore

un *chlorure* désigné jusqu'à présent sous le nom de *muriate de chaux desséché, ammoniaque fixe.* Il a été découvert par M. Davy. Il est sans usages.

Chlorure de calcium. Lorsqu'on le chauffe dans un creuset il entre en fusion, et constitue le phosphore de Homberg ; on l'a appelé ainsi parce qu'après avoir été fondu et refroidi, il devient lumineux par le frottement, surtout dans l'obscurité; dans cet état il est demi-transparent, lamelleux, fixe, et ne conduit point l'électricité ; il se dissout dans le quart de son poids d'eau à 15°, et il n'exige que la moitié de son poids du même liquide à 0°; il attire puissamment l'humidité de l'air, ce qui le rend d'un très-grand usage pour dessécher les gaz : liquéfié par l'un ou par l'autre de ces moyens, il se trouve transformé en hydro-chlorate, d'où il suit qu'il a décomposé l'eau. (Voyez *Action de l'eau sur les chlorures*, § 183). En supposant le chlorure de calcium composé d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, et d'un atome de calcium, qui pèse 2,625, on le trouve formé de 100 de chlore et de 58,3 de calcium.

Poids d'un atome de calcium. Le sulfate de chaux est formé de 5 parties d'acide et de 3,625 d'oxide de calcium : en supposant cet oxide composé d'un atome d'oxigène (dont le poids est 1) et d'un atome de calcium, le poids de celui-ci sera 2,625.

309. *Préparation.* On prend un sel de chaux, on en fait une pâte avec de l'eau; on lui donne la forme d'une petite capsule dans laquelle on met du mercure métallique; on la place sur une plaque métallique et on la soumet à l'action d'un courant électrique, de manière à ce que le fil vitré de la pile communique avec la plaque, et le fil résineux avec le mercure : bientôt après l'acide et l'oxigène de l'oxide sont attirés par le fil vitré, tandis que le calcium l'est par le fil résineux, et se combine avec le mercure;

on distille cet amalgame dans une petite cornue contenant de l'huile de naphte pour empêcher l'oxidation du métal; cette huile et le mercure se volatilisent, et le métal que l'on cherche à obtenir reste dans la cornue.

Du Protoxide de calcium (chaux).

310. La chaux est un des produits que l'on trouve le plus abondamment dans la nature, quoiqu'on ne la rencontre jamais pure : le plus souvent elle est combinée avec les acides carbonique, sulfurique, phosphorique et nitrique.

La chaux pure, privée d'eau, est une substance d'une couleur blanche grisâtre, et blanche lorsqu'elle contient de l'eau, douée d'une saveur âcre, caustique; verdissant fortement le sirop de violette, et rougissant la couleur du curcuma. Sa pesanteur spécifique est de 2,3. Si on élève fortement sa température au moyen du chalumeau à gaz de Brooks, elle fond et donne des globules vitrifiés qui ont la couleur de la cire jaune; cette fusion est accompagnée d'une flamme de couleur pourpre. Soumise à l'action de la pile voltaïque, la chaux se décompose en oxigène et en calcium, surtout à l'aide du mercure, qui s'empare du calcium. Elle est sans action sur les gaz *oxigène* et *hydrogène*, sur le *bore* et sur le *charbon*.

311. A une température rouge, elle se combine avec le *phosphore*, et donne un oxide de calcium phosphoré d'un rouge brun (phosphure de chaux), susceptible de décomposer l'eau et de se transformer en phosphate de chaux insoluble, en hypo-phosphite de chaux soluble, et en gaz hydrogène per-phosphoré, qui se dégage et s'enflamme spontanément lorsqu'il est en contact avec l'air; d'où il suit que le phosphore s'empare à-la-fois de l'oxigène et de l'hydrogène de l'eau.

Pour obtenir ce phosphure, on met au fond d'un tube de verre recouvert d'un lut argileux et fermé par un bout, environ un gros de phosphore coupé en petits morceaux, et par-dessus 2 ou 3 gros de chaux finement pulvérisée; on dispose le tube de manière à en faire passer l'extrémité inférieure d'environ un pouce à travers la grille; on met quelques charbons rouges autour de la partie du tube qui contient l'oxide, et on élève la température jusqu'à le faire rougir; alors on réduit le phosphore en vapeur à l'aide d'autres charbons dont on entoure la partie inférieure du tube qui est au-dessous de la grille; le phosphore traverse l'oxide, se combine avec lui et forme le *phosphure* dont nous parlons; l'excès de phosphore se répand dans l'air, en absorbe l'oxigène et produit une flamme très-éclatante.

Le *soufre* se combine également avec la chaux que l'on a fait rougir, et donne un produit que l'on a appelé *sulfure de chaux*, contenant à-peu-près 25 parties de soufre et 75 de chaux; il a aussi la faculté de décomposer l'eau, et de donner un hydro-sulfate de chaux soluble, nullement sulfuré, tandis que celui que l'on obtient en faisant bouillir la chaux et le soufre avec de l'eau est un véritable hydro-sulfate sulfuré, et renferme par conséquent beaucoup plus de soufre.

312. La chaux se combine avec l'*iode* sans donner du gaz oxigène; il en résulte un sous-iodure de chaux qui verdit fortement le sirop de violette. Si l'on fait passer du *chlore* gazeux parfaitement sec à travers du protoxide de calcium, dont la température a été élevée dans un tube de porcelaine, on obtient du gaz oxigène et du chlorure de calcium (muriate de chaux sec). L'*azote* est sans action sur la chaux. Exposée à l'*air*, la chaux vive commence par se combiner avec l'humidité; puis elle absorbe le gaz acide carbonique, et se transforme en sous-carbonate mêlé d'*hydrate*.

313. Si l'on verse sur de la chaux vive quelques gouttes d'*eau*, celle-ci est rapidement absorbée sans que la chaux paraisse mouillée ; le mélange s'échauffe ; il s'exhale de la vapeur ; la chaux se fendille, acquiert un plus grand volume, blanchit et se réduit en poudre : on dit alors que la chaux est *délitée* ou éteinte ; elle est à l'état d'*hydrate*. Dans cette expérience, la température s'élève jusqu'à 300° ; c'est à l'aide de cette chaleur qu'une portion d'eau se réduit en vapeur au centre même du morceau de chaux, et c'est à l'effort que fait cette vapeur pour se dégager qu'il faut attribuer la division de cet oxide ; la température du mélange est plus que suffisante pour déterminer la fusion du soufre qui recouvre l'extrémité des allumettes soufrées : aussi quelques-unes de ces allumettes, plongées dans le sein d'un morceau de chaux divisé par l'eau, s'enflamment aussitôt qu'on les met en contact avec l'air, pourvu que le morceau sur lequel on opère soit assez gros. L'hydrate de chaux paraît formé de 100 parties de chaux et de 31,03 d'eau, ou d'un atome de chaux dont le poids est 3,625, et d'un atome d'eau qui pèse 1,125.

Lorsque la chaux a été réduite en poudre par ce moyen, on peut la faire dissoudre dans 400 à 450 parties d'eau à 10° : la dissolution porte le nom d'*eau de chaux*. On distingue dans les pharmacies l'eau de chaux *première, seconde*, etc. ; ordinairement celle-ci est moins caustique que l'autre, parce qu'elle ne contient pas de potasse, tandis que la première en renferme 7 pour 100, suivant M. Descroizilles (1) ; mais il est évident que si la chaux est pure et dissoute en assez grande quantité pour saturer l'eau, ces liqueurs ne doivent pas différer entre elles. L'eau de chaux enfermée dans un récipient de verre et placée à côté d'un vase conte-

(1) Les $\frac{7}{100}$ de potasse proviennent du bois qui a servi à la préparation de la chaux.

nant de l'acide sulfurique concentré, donne de petits cristaux transparens qui sont des hexaèdres réguliers, coupés perpendiculairement à leur axe. On ne pourrait obtenir que très-difficilement l'hydrate de chaux cristallisé, en faisant évaporer la dissolution à l'air, parce que l'eau de chaux en attirerait l'acide carbonique et se transformerait en carbonate (crême de chaux) insoluble. On peut aussi faire cristalliser parfaitement la chaux hydratée en décomposant un sel calcaire au moyen de la pile électrique (Riffault et Chompré).

Propriété essentielle. L'acide sulfurique concentré ne trouble pas l'eau de chaux, phénomène qui tient à ce que le sulfate de chaux formé est plus soluble que la chaux, et par conséquent trouve assez d'eau pour être tenu en dissolution.

Les oxides de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur la chaux. Il n'en est pas de même des *acides;* tous peuvent se combiner avec la chaux et donner naissance à des sels calcaires. On ignore quelle est l'action des *métaux* de la première classe sur cet oxide.

Lorsqu'on fait chauffer dans un creuset parties égales de chaux et de *silice*, on obtient, si la température est assez élevée, une masse blanche, fondue, demi-transparente sur les bords, tenant le milieu entre la porcelaine et l'émail, et faisant feu avec le briquet, quoique faiblement (Kirwan). Si l'on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de *potasse silicée* (liqueur de cailloux), il se forme un précipité composé de silice et de chaux (stuc). On peut également fondre complètement, à une température élevée, un mélange de 33, de 25 ou de 20 parties de chaux, et de 67, 75, ou 80 parties d'*alumine* (Herman). Si l'on chauffe fortement dans un creuset de terre un mélange de 30 parties de chaux et de 10 parties de magnésie, on obtient un beau verre jaune verdâtre; mais le creuset est corrodé

de toutes parts. On peut aussi faire fondre un mélange de 3 parties d'*alumine*, de 2 parties de *magnésie*, et d'une ou de 2 parties de *chaux* : le produit est de la *porcelaine*.

Composition. Le protoxide de calcium paraît formé d'un atome de métal qui pèse 2,625, et d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, ou de 100 de calcium et de 38,09 d'oxigène, résultat qui se rapproche singulièrement de celui qui avait été obtenu par M. Berzelius : par conséquent, le poids de l'atome de chaux sera 3,625.

Usages. On emploie la chaux pour préparer la potasse, la soude et l'ammoniaque caustiques, pour chauler le blé, et pour boucher les fissures qui se forment quelquefois dans les bassins pleins d'eau. Unie au sable et à de l'eau, elle constitue les mortiers dont on fait usage comme ciment dans la bâtisse, et qui ont la propriété de se durcir en se séchant, et par conséquent d'adhérer fortement aux surfaces des pierres auxquelles ils servent seuls de liaison; on se sert encore de la chaux comme engrais et comme réactif. Son action sur l'économie animale mérite de fixer notre attention. Avalée en poudre, à la dose d'un ou de deux gros, elle détermine l'empoisonnement à la manière des substances âcres et corrosives; les animaux ne tardent pas à succomber, et l'on trouve après la mort une vive inflammation des tissus du canal digestif. On employait autrefois la chaux à l'état solide pour cautériser; mais on l'a abandonnée depuis que l'on fait un si grand usage de la pierre à cautère, de la pierre infernale, etc. L'*eau de chaux* est souvent administrée avec succès, suivant Whytt, pour combattre la formation de la gravelle. M. Audry l'a vue réussir dans certaines tympanites; on en a retiré des avantages dans la diarrhée, le hoquet, les éructations, et dans tous les cas où il se développe un acide dans l'estomac; on en donne 6, 8, 10 onces par jour avec autant de lait ou d'une décoction mucilagineuse. Injectée dans l'anus,

dans le vagin ou dans l'urètre, elle a été quelquefois utile pour arrêter les anciennes dysenteries muqueuses, certaines diarrhées, des gonorrhées passives virulentes, les flucurs blanches, les suppurations de la vessie, etc. On l'a employée extérieurement pour laver les ulcères sordides dont les bords sont mous et infiltrés, et pour résoudre les engorgemens des articulations. M. Giuli dit avoir obtenu le plus grand succès des bains d'eau de chaux dans les rhumatismes aigus et dans la goutte; la température de ces bains doit être plus élevée que celle des bains tièdes. On se sert avec avantage d'un mélange d'eau de chaux et d'acétate de plomb (sel de Saturne) contre les brûlures. Enfin, l'eau de chaux paraît avoir réussi dans la gale, la teigne et dans quelques autres maladies de la peau. Elle entre dans la composition de l'eau phagédénique.

Préparation. On fait chauffer dans un creuset du marbre blanc (carbonate de chaux); au bout d'une heure ou deux, si la chaleur a été assez forte, on obtient de la *chaux* pure, car tout le gaz acide carbonique s'est dégagé. Une petite quantité d'eau favorise singulièrement cette décomposition, à raison de la tendance qu'elle a à s'unir avec la chaux. Pour se procurer la chaux en grand, on chauffe la pierre à chaux (carbonate) dans des fourneaux d'une forme particulière, en employant de préférence le bois vert et humide, qui fournit plus d'eau que celui qui est sec : les phénomènes chimiques sont absolument les mêmes. Il est important de ne pas trop chauffer la pierre lorsqu'elle contient de la silice, car il se formerait une espèce de frite, et la chaux ne serait plus propre aux constructions; il faut cependant la calciner assez pour lui faire perdre tout l'acide carbonique qu'elle renferme.

Du Deutoxide de calcium.

314. M. Thenard vient de prouver que la chaux (protoxide de calcium) est susceptible de se suroxider et de former un hydrate de deutoxide, qui est en paillettes très-fines. On obtient ce nouvel oxide en versant de l'eau de chaux dans les acides hydro-chlorique ou nitrique oxigénés; ces acides cèdent de l'oxigène à la chaux, et l'hydrate de deutoxide se précipite.

Des Sels formés par le protoxide de calcium.

315. Les dissolutions calcaires sont toutes précipitées par les sous-carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque; le précipité obtenu en vertu de la loi dont nous avons parlé § 197, est du sous-carbonate de chaux blanc qu'il suffit de sécher et de calciner pour en obtenir la chaux vive. L'acide oxalique décompose toutes les dissolutions des sels calcaires, et se précipite avec la chaux; le précipité, incolore, insoluble dans un excès d'acide oxalique, se décompose par la calcination et laisse de la chaux vive; l'oxalate d'ammoniaque opère encore mieux cette décomposition.

316. *Sous-Borate de chaux.* Le sous-borate de chaux est un produit de l'art; il est insoluble dans l'eau et sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 205.)

317. *Sous-Carbonate de chaux.* Ce sel se trouve très-abondamment dans la nature; il constitue la craie, la pierre à chaux, les marbres, les stalactites, les albâtres, et une foule de variétés de cristaux qui ornent les cabinets de minéralogie; il fait partie de tous les terrains cultivés, des enveloppes des mollusques, des crustacés, des radiaires, et des nombreux polypiers; enfin, il entre dans la composition de quelques eaux de source, où il est tenu en dissolution par un excès d'acide carbonique. Il est insoluble

dans l'eau, et par conséquent insipide; il est soluble dans un excès d'acide carbonique, inaltérable à l'air, et décomposable, par la simple action de la chaleur, en gaz acide carbonique et en chaux. Il partage avec les autres carbonates les propriétés déjà exposées (§ 206); on s'en sert pour préparer la chaux vive, pour bâtir, etc.; tout le monde connaît les nombreux usages du marbre et de l'albâtre. Le carbonate de chaux doit être regardé comme absorbant; les yeux d'écrevisse, les écailles d'huîtres, les coquilles d'œufs, les coraux, etc., tant vantés par les anciens médecins, et que l'on emploie encore aujourd'hui pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac, ne doivent leurs vertus qu'au carbonate de chaux qui entre dans leur composition; on peut faire usage de ces substances dans les cas où la magnésie est indiquée. (*Voy.* pag. 326.)

Préparation. (*Voyez* § 207.)

318. *Phosphate de chaux.* Ce sel existe dans les os de tous les animaux, et dans toutes les matières végétales et animales; il constitue la chrysolite; il fait quelquefois partie des calculs vésicaux; on le rencontre très-abondamment à Logrosan dans l'Estrémadure, où il est employé comme pierre à bâtir; enfin, il se trouve à Schlagenwald, sous la forme de masses rayonnées. Le phosphate de chaux pur peut être fondu en un verre transparent, tandis que, s'il contient un excès de chaux, il ne donne, après la fusion, qu'une masse opaque. Il est insoluble dans l'eau et par conséquent insipide. Traité à froid par l'acide sulfurique concentré, il cède à cet acide la majeure partie de la chaux qu'il renferme, et se transforme en phosphate acide de chaux soluble que l'on peut séparer du sulfate de chaux au moyen de l'eau. Le phosphate de chaux sert à la préparation du phosphate acide que l'on emploie dans l'extraction du phosphore. On n'emploie jamais ce

sel à l'état de pureté. On administrait autrefois dans l'angine l'*album græcum* ou l'excrément des chiens auxquels on avait fait ronger des os, et qui est principalement composé de phosphate de chaux : ce sel fait partie de la poudre de James ; il constitue presqu'à lui seul la *corne de cerf* calcinée au blanc, avec laquelle on prépare le plus souvent la décoction blanche de Sydenham employée avec tant de succès comme adoucissant dans les anciens dévoiemens, les ténesmes, les épreintes de la dysenterie, la phthisie, etc.

Préparation. On l'obtient en saturant l'excès d'acide du *sur-phosphate* par l'eau de chaux.

319. *Sur-phosphate de chaux* (*phosphate acide*). Il est constamment le produit de l'art; il est déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau ; il cristallise en lames micacées. Exposé à l'action du calorique, il se dessèche, se boursouffle et donne un verre insipide, insoluble, sans action sur l'*infusum* de tournesol. Le charbon le décompose à une température élevée, s'empare de l'oxigène de l'acide, et le phosphore est mis à nu; l'ammoniaque, la potasse, la soude et leurs sous-carbonates, versés dans une dissolution de ce sel, en saturent l'excès d'acide, et le phosphate de chaux se précipite. L'eau de chaux le transforme entièrement en phosphate insoluble. On fait usage de ce sel pour extraire le phosphore.

Préparation. On chauffe les os de bœuf, de mouton, etc., jusqu'à ce que toute la matière animale qu'ils renferment soit détruite ; on obtient des cendres qui sont principalement formées de phosphate de chaux et de carbonate de chaux ; on les passe au tamis et on les réduit en une bouillie liquide au moyen de l'eau; on mêle peu à peu cette bouillie avec un tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, et on agite : l'acide enlève au phosphate une partie de la chaux et décompose tout le carbo-

nate, en sorte qu'il y a dégagement de gaz acide carbonique, et formation de sulfate et de phosphate acide de chaux; le mélange de ces deux sels est très-consistant, presque solide, et sa température assez élevée à raison de l'action de l'acide sulfurique sur l'eau et sur la chaux. On l'abandonne à l'air pendant quelques jours; il en attire l'humidité, et la décomposition devient plus complète; alors on y verse de l'eau bouillante qui dissout le phosphate acide de chaux et un peu de sulfate de chaux; on décante après avoir laissé reposer, et on traite de nouveau le résidu par de l'eau bouillante, opération que l'on recommence deux ou trois fois; on filtre les liqueurs à travers une toile serrée, et on les fait évaporer jusqu'en consistance sirupeuse dans une chaudière de plomb; par ce moyen on en sépare presque tout le sulfate de chaux, qui est très-peu soluble; on décante le liquide sirupeux; on lave le sulfate de chaux afin de dissoudre tout le phosphate acide; on réunit les eaux de lavage et on les fait évaporer: la masse obtenue est le phosphate acide de chaux qui peut être vitrifié par la chaleur. Si ce phosphate doit servir à la préparation du phosphore, on emploie pour le préparer 4 parties de cendres d'os et trois parties d'acide sulfurique concentré.

320. *Phosphite de chaux.* Ce sel est le produit de l'art: il est peu soluble dans l'eau; il cristallise par évaporation spontanée, et si on chauffe sa dissolution, il se transforme en sous-phosphite insoluble qui se présente sous la forme de petits cristaux nacrés, et en phosphite acide soluble qui cristallise plus difficilement. (Dulong.) Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 214.)

321. *Hypo-phosphite de chaux.* Il est très-soluble dans l'eau, sans usages et ne se trouve jamais dans la nature. *Préparation.* (*Voyez* § 212.)

322. *Sulfate de chaux* (plâtre, gypse, sélénite, etc.). Ce

sel se trouve très-abondamment dans la nature; tantôt il est cristallisé, tantôt amorphe; les cristaux de sulfate de chaux contiennent ordinairement 20 à 21 pour cent d'eau de cristallisation : il en est cependant qui n'en renferment pas un atome : on rencontre assez souvent ce sel en dissolution dans les eaux de puits. Lorsqu'il a été purifié, il se présente sous la forme d'aiguilles blanches, satinées, peu consistantes, presqu'insipides, solubles dans 300 ou 350 parties d'eau, plus solubles dans de l'eau chargée d'acide sulfurique. Soumis à l'action du calorique, les cristaux de sulfate de chaux décrépitent et deviennent opaques. Chauffé dans un creuset, le sulfate de chaux fond et donne un émail blanc. Exposé à l'air, il en attire l'humidité, s'il a été préalablement desséché; mais il ne tombe pas en *deliquium*.

Usages. Il sert pour faire le plâtre. Lorsque celui-ci est destiné aux objets de sculpture, il suffit de calciner le sulfate de chaux pur pour le priver de l'eau qu'il renferme, et de le tamiser; mais si l'on veut s'en servir pour les objets de construction, il faut, après l'avoir calciné, le mêler avec un dixième de son poids environ de chaux, si toutefois le sulfate dont on se sert ne contient pas de carbonate de chaux : par ce moyen, le plâtre absorbe plus d'eau en se solidifiant, acquiert plus de dureté et de tenacité. Le sulfate de chaux sert encore pour faire le stuc, composition qui imite parfaitement le marbre : on la prépare en gâchant le plâtre avec une dissolution de gélatine (colle forte), et en ajoutant au mélange encore en bouillie des substances colorées : on l'applique lorsqu'elle est sèche, et on la polit après l'avoir appliquée sur les objets que l'on veut en recouvrir. Le sulfate de chaux dissous dans l'eau est laxatif; on sait que les eaux de puits ou de source chargées de sélénite sont crues, pesantes, et occasionnent quelquefois le dévoiement.

Préparation. (*Voyez* § 202, 3e procédé.)

323. *Sulfite de chaux.* Il est constamment le produit de l'art ; il est insoluble dans l'eau ; on s'en sert pour muter le marc de raisin ou en arrêter la fermentation.

Préparation. (*Voyez* § 202, 3e procédé.)

324. *Iodate de chaux.* Il ne se trouve jamais dans la nature. Il est ordinairement pulvérulent ; mais on peut l'obtenir cristallisé en petits prismes quadrangulaires lorsqu'il a été mêlé avec l'hydro-chlorate de chaux, qui augmente sa solubilité. Cent parties d'eau à 18° dissolvent 22 parties de ce sel. (Gay-Lussac.) Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 222.)

325. *Chlorate de chaux.* Il est le produit de l'art ; il ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté ; il attire l'humidité de l'air, et se dissout parfaitement dans l'eau ; sa saveur est âcre et amère. Il n'a point d'usages.

Préparation. (*Voy.* § 224.)

326. *Nitrate de chaux.* Ce sel fait partie des plâtras et des divers matériaux salpêtrés dont on se sert pour faire le nitrate de potasse. Il est déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau ; une partie de ce liquide suffit pour en dissoudre 4 ou 5 parties ; cette dissolution cristallise très-difficilement ; on peut cependant obtenir le nitrate de chaux cristallisé en le faisant dissoudre dans l'alcool (esprit-de-vin), ou en agissant comme nous l'avons dit (§ 186 pag. 274) ; sa saveur est très-âcre. Le *phosphore de Baudouin*, qui a la propriété de luire dans l'obscurité, n'est autre chose que ce sel parfaitement desséché. Il ne sert qu'à la formation du salpêtre.

Préparation. (*Voyez* § 226.)

327. *Hydro-chlorate de chaux* (muriate). Ce sel se trouve dans les eaux de plusieurs fontaines, et dans les matériaux salpêtrés ; il a une saveur âcre, très-piquante et amère ; il est très-déliquescent. L'eau à 0° en dissout deux parties ; à 15°, elle en dissout quatre parties. Evaporé, il fournit des

cristaux qui ont la forme de prismes à six pans, striés et terminés par des pyramides aiguës. Chauffé dans un creuset, il perd l'eau qu'il renferme, éprouve la fusion ignée et se transforme en chlorure de calcium. (*Voyez* § 229.) La grande affinité de ce sel pour l'eau le fait employer pour obtenir des froids artificiels et pour dessécher un très-grand nombre de gaz. Fourcroy l'a proposé comme fondant, et il a été depuis employé dans les engorgemens et les tumeurs squirrheuses; mais il est rarement administré aujourd'hui.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

328. *Hydriodate de chaux.* Ce sel est un produit de l'art; il est extrêmement déliquescent. Desséché, il se transforme en *iodure de calcium* qui fond au-dessus de la chaleur rouge (Gay-Lussac): il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 232.)

329. *Hydro-sulfate de chaux* (hydro-sulfure). Ce sel ne se trouve pas dans la nature; on ne l'a obtenu que sous la forme d'un liquide incolore. Nous verrons, en parlant du sulfure de potasse, que le sulfure de chaux qui se transforme en hydro-sulfate par l'action de l'eau peut être souvent employé en médecine avec succès.

Préparation. (*Voyez* § 235.)

330. *Fluate de chaux* (phtorure de calcium, spath fluor). On le rencontre très-abondamment dans la nature; tantôt il est pur, incolore, cristallisé en cubes ou en octaèdres; mais le plus souvent il est combiné avec du silex, de l'argile, etc.: alors il est coloré en bleu, en violet, en jaune ou en rose; on le trouve en France, en Saxe et en Angleterre. Il est insoluble dans l'eau, insipide et inaltérable à l'air; il se dissout dans l'acide hydro-phtorique. Si l'on jette sur des charbons rouges les cristaux cubiques fournis par la nature, ils décrépitent légèrement; chauffés plus fortement, ils fondent et donnent un verre transparent. On

l'emploie dans la préparation des acides hydro-phtorique, phtoro-borique et phtoro-silicique, etc. Suivant M. Davy, il ne peut plus être rangé parmi les sels; il doit, au contraire, être considéré comme un composé de *phtore* et de calcium. (*Voyez*, pour les autres propriétés de ce corps, les *caractères des phtorures*, pag. 238.)

Préparation. (*Voyez* pag. 308.)

Du Strontium.

331. Le strontium ne se trouve, dans la nature, qu'à l'état de sel. La difficulté qu'il y a à le séparer des produits qui le renferment fait que l'on n'a pas encore pu l'étudier avec soin. Il est blanc, brillant, solide, et plus pesant que l'eau; il conserve son éclat pendant plusieurs heures; cependant il finit par absorber l'oxigène de l'air, et former un oxide terreux, connu sous le nom de *strontiane*. On peut encore le combiner avec une plus grande quantité d'oxigène. Uni au *chlore*, il donne un *chlorure de strontium* solide (muriate de strontiane). Il a été découvert par M. Davy.

Poids d'un atome de strontium. Le sulfate de strontiane est formé de 5 parties d'acide et de 6,627 de strontiane; le carbonate est composé de 2,75 d'acide et de 6,447 de strontiane; d'où il suit que le terme moyen de la strontiane, dans ces deux analyses, est de 6,5. En supposant cette quantité de strontiane formée d'un atome d'oxigène qui pèse 1, et d'un atome de strontium, le poids de celui-ci sera 5,5.

Préparation. On obtient le strontium en décomposant un sel de strontiane comme il a été dit § 309.

Chlorure de strontium. Il est solide, incolore, fusible, indécomposable par la chaleur, sans action sur l'oxigène, et soluble dans l'eau, qui le transforme en hydro-chlorate.

Du Protoxide de strontium (strontiane).

La strontiane n'existe pas dans la nature à l'état de pureté; mais elle s'y trouve combinée avec les acides sulfurique, carbonique, ou avec le carbonate de chaux : dans ce dernier cas, elle constitue un très-grand nombre de variétés d'*arragonite*.

332. Privée d'eau, la strontiane est d'une couleur grisâtre; elle est blanche lorsqu'elle a absorbé ce liquide; sa saveur est plus caustique que celle de la chaux; elle verdit fortement le sirop de violette et rougit la couleur du curcuma; sa pesanteur spécifique est de 4.

Si on élève sa *température* au moyen du chalumeau à gaz de Brooks, la strontiane produit une belle flamme ondoyante de couleur *pourpre*; le centre du morceau est en pleine fusion; le reste n'est qu'à demi fondu. Le fluide *électrique* la décompose et agit sur elle comme sur la chaux. L'*oxigène*, l'*hydrogène*, le *bore* et le *charbon* ne lui font éprouver aucune altération. Elle se comporte avec le *phosphore*, l'*iode*, le *chlore*, l'*azote* et l'*air* atmosphérique, comme la chaux. Le *soufre* agit sur elle comme nous l'avons dit § 303. (*Préparation du phosphure et du sulfure*. Voy. § 311.) Mise en contact avec une petite quantité d'*eau*, elle se boursouffle comme la chaux, donne lieu aux mêmes phénomènes, mais avec un plus grand dégagement de calorique, et il en résulte un *hydrate* sec. 40 parties de ce liquide à 10° dissolvent une partie de strontiane, tandis qu'il n'en faut que 15 ou 20 d'eau bouillante : aussi une dissolution concentrée de cet oxide faite à chaud donne-t-elle, par le refroidissement, des cristaux de strontiane sous la forme de lames minces, à bords terminés par deux facettes qui se joignent et forment un angle aigu; quelquefois l'on obtient des cubes. Les cristaux de strontiane paraissent formés de 68 parties d'eau

et de 32 de strontiane, ou de 1 atome de strontiane et 12 atomes d'eau.

Propriété essentielle. Une goutte d'acide sulfurique versée dans de l'eau saturée de strontiane y fait naître un précipité blanc de sulfate de strontiane insoluble dans l'eau. Si la dissolution de strontiane est très-affaiblie, il n'y a point de précipité, parce que le sulfate qui en résulte trouve assez d'eau pour être dissous. L'*iode* agit sur cette dissolution comme sur l'eau de chaux.

Les oxides de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur la strontiane. Il n'en est pas de même des *acides :* tous peuvent se combiner avec elle et donner des sels. On ignore comment la strontiane agit sur les *métaux* précédemment étudiés. Chauffée fortement dans un creuset avec le quart de son poids de *silice*, elle se transforme en une matière d'un vert pâle, fondue sur les bords, et tenant le milieu entre la porcelaine et l'émail L'eau de strontiane, versée dans une dissolution de *potasse silicée* (liqueur de cailloux), donne un précipité composé de strontiane et de silice (Morveau). La strontiane n'est employée que dans les laboratoires de chimie, comme réactif.

Composition. Le protoxide de strontium paraît formé d'un atome de métal qui pèse 5,5, et d'un atome d'oxigène dont le poids est 1, ou de 100 de strontiane et de 18,18 d'oxigène : par conséquent le poids de l'atome de strontiane sera 6,5.

Préparation. On fait rougir dans un creuset de platine du nitrate de strontiane pur. (*Voy.* § 343.) Ce sel fond ; son acide se décompose en oxigène et en acide nitreux, et il ne reste que la strontiane sous forme d'une masse poreuse ; on la retire et on la conserve dans des flacons bouchés à l'émeri. Si on faisait l'opération dans un creuset de Hesse, ses parois seraient attaquées, et il faudrait le casser et faire bouillir les fragmens avec de l'eau distillée pour dissoudre au moins une partie de l'oxide qui y adhère fortement.

Du Deutoxide de Strontium.

M. Thenard est parvenu, dans ces derniers temps, à suroxider la strontiane, en suivant le procédé décrit § 314. On ignore quelles sont les propriétés de ce nouvel oxide.

Des Sels formés par le protoxide de strontium.

333. Les sels de strontiane, solubles dans l'eau, précipitent par les sous-carbonates de potasse, de soude ou d'ammoniaque; le précipité de sous-carbonate de strontiane est décomposé par une chaleur rouge, et fournit de la strontiane facile à reconnaître. (*Voyez* § 332.) Les sels de strontiane colorent en pourpre la flamme d'une bougie.

334. *Sous-borate de strontiane.* Il ne se trouve pas dans la nature; il est insoluble dans l'eau et sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 205.)

335. *Sous-carbonate de strontiane.* On le rencontre, sous la forme de fibres convergentes, à Strontiane en Ecosse, au Pérou, etc.; il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, décomposable à une température au-dessus du rouge cerise, en gaz acide carbonique et en strontiane. Il est sans usages : on pourrait s'en servir pour préparer la strontiane s'il était plus abondant. *Préparation.* (*Voyez* § 207.)

336. *Sous-phosphate de strontiane.* Il est constamment le produit de l'art. Il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

337. *Phosphite de strontiane.* On ne le rencontre pas dans la nature. Comme le phosphite de chaux, il est peu soluble dans l'eau, et donne, par l'évaporation, de petits cristaux de sous-phosphite de strontiane insoluble, et du

phosphite acide soluble, qui cristallise plus difficilement (Dulong). Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 214.)

338. *Hypo-phosphite de strontiane.* Il est constamment le produit de l'art; il est très-soluble dans l'eau et ne cristallise que très-difficilement. Il est sans usages.

Préparation. (*Voy.* § 212.)

339. *Sulfate de strontiane.* On le trouve en masses opaques à Montmartre, à Mesnilmontant près Paris, et en beaux cristaux prismatiques en Sicile; on le rencontre encore à Saint-Médard et à Beuvron, département de la Meurthe. Il est blanc, fusible à une haute température, insipide, et presque insoluble dans l'eau : en effet, une partie exige près de 4000 parties de ce liquide pour se dissoudre. L'acide sulfurique concentré le dissout mieux que l'eau, et on peut l'obtenir cristallisé en faisant évaporer la dissolution. On l'emploie pour préparer la strontiane.

Préparation. (*Voyez* § 216.)

340. *Sulfite de strontiane.* Il est insoluble dans l'eau, sans usages, et ne se trouve jamais dans la nature.

Préparation. (*Voyez* § 218.)

341. *Iodate de strontiane.* Il est le produit de l'art : on l'obtient en petits cristaux qui, vus à la loupe, paraissent être des octaèdres; il est décomposé par la chaleur et donne de l'oxigène, de l'iode, et de la strontiane sensiblement pure. Cent parties d'eau à 15° dissolvent 24 parties de ce sel (Gay-Lussac). Il est sans usages.

Préparation. (Voyez § 222, page 293.)

342. *Chlorate de strontiane.* On ne le rencontre jamais dans la nature; il a une saveur piquante et un peu astringente; il ne cristallise que dans le cas où sa dissolution est très-concentrée; sa solubilité est très-grande; il est même déliquescent; il fuse sur les charbons ardens avec beaucoup de rapidité, et donne une flamme purpurine très-belle (Vauquelin).

Préparation. (*Voy.* § 224.)

343. *Nitrate de strontiane.* Il ne se trouve pas dans la nature ; il cristallise en octaèdres ou en prismes irréguliers ; il a une saveur âpre, piquante ; la chaleur rouge suffit pour le fondre ; si on continue à le chauffer, il se décompose comme tous les nitrates ; il s'effleurit à l'air. L'eau à 15° en dissout environ son poids ; à 100° elle en dissout le double. Il suffit de le calciner pour en avoir la strontiane.

Préparation. On fait chauffer pendant deux heures, dans un fourneau à réverbère, un creuset contenant 6 parties de sulfate de strontiane et une partie de charbon parfaitement mêlés et passés au tamis, et l'on obtient un mélange de sulfure de strontiane et de charbon (voyez *Action du charbon sur les sulfates*, § 215) ; on le pulvérise, on le met dans l'eau, et l'on obtient de l'hydro-sulfate sulfuré de strontiane soluble et de l'hypo-sulfite de strontiane insoluble (voyez *Action des sulfures alcalins sur l'eau*, § 303) ; on traite la liqueur par l'acide nitrique, qui décompose l'hydro-sulfate sulfuré avec effervescence, dégage le gaz acide hydro-sulfurique, précipite du soufre, et forme du nitrate de strontiane que l'on peut obtenir par le filtre, après l'avoir fait chauffer pour le rendre plus soluble dans l'eau. Il est important, avant de mêler le sulfate de strontiane avec le charbon, de le faire bouillir pendant quelque temps avec de l'acide hydro-chlorique affaibli, pour le débarrasser du fer et de quelques autres matières qu'il pourrait contenir.

344. *Hydro-chlorate de strontiane.* Il est le produit de l'art ; il cristallise en aiguilles longues qui sont des prismes hexaèdres, doués d'une saveur âcre et piquante ; chauffé jusqu'au rouge, il se décompose et se transforme en chlorure de strontium. (*Voyez* § 229). Une partie et demie d'eau à 15° peut dissoudre une partie de ce sel ; 4 parties d'eau bouillante en dissolvent 5 parties, etc. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

345. *Hydriodate de strontiane.* Il est le produit de l'art; il est très-soluble dans l'eau; il fond au-dessous de la température rouge, et se trouve transformé en *iodure de strontium.* Il est sans usages.

Préparation. (Voyez § 232, page 301.)

346. *Sous-hydro-sulfate de strontiane.* On ne le trouve jamais dans la nature. Il cristallise en lames blanches semblables à des écailles; il se dissout beaucoup mieux à chaud qu'à froid, et se transforme en hydro-sulfate neutre par l'addition d'une suffisante quantité d'acide hydro-sulfurique. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 235.)

347. *Fluate de strontiane.* Il est le produit de l'art, sans usages, et insoluble dans l'eau. Suivant M. Davy, ce produit est composé de phtore et de *strontium.*

Préparation. (*Voyez* pag. 308).

Du Barium.

348. Le barium ne se trouve dans la nature qu'à l'état de sel. Il est solide, plus brillant qu'aucun autre métal, et aussi ductile que l'argent (Clarke); sa pesanteur spécifique est de 4, celle de l'eau étant prise pour unité. Exposé à l'air, il s'oxide dans l'espace de trois minutes; mais on en renouvelle l'éclat métallique par l'action de la lime. Il est fixe; il paraît s'allier avec l'argent, le palladium et le platine. M. Clarke, qui annonce avoir obtenu ce métal au moyen du chalumeau à gaz de Brooks, a proposé de l'appeler *plutonium.*

Poids d'un atome de barium. Le sulfate de baryte est formé de 5 parties d'acide sulfurique et de 9,75 de protoxide de barium; en supposant cet oxide composé d'un atome d'oxigène qui pèse 1, et d'un atome de barium, le poids de celui-ci sera de 8,75.

Préparation. On obtient le barium en décomposant un sel de baryte, comme il a été dit § 309.

Chlorure de barium. Il est solide, incolore, doué d'une saveur amère, fusible, indécomposable par la chaleur, sans action sur l'oxigène, et soluble dans l'eau, qui le transforme en hydro-chlorate. En le supposant formé d'un atome de barium, qui pèse 8,75, et d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, on le trouvera composé de 100 parties de barium et de 51,42 de chlore.

Des Oxides de barium.

349. On connaît deux oxides de ce métal, le protoxide et le deutoxide.

Protoxide de barium, *baryte*, *barote* ou *terre pesante.* La baryte ne se trouve pas dans la nature à l'état de pureté; mais on la rencontre combinée avec l'acide carbonique, et principalement avec l'acide sulfurique. Elle est solide, poreuse, d'une couleur grise, plus caustique que la strontiane; elle verdit le sirop de violette et rougit la couleur de curcuma; sa pesanteur spécifique est de 4.

Soumise à l'action du chalumeau à gaz de Brooks, la baryte donne une sorte de scorie métallique qui ressemble au plomb; suivant M. Clarke, elle est décomposée, et le barium est mis à nu. On peut également en opérer la décomposition au moyen de la *pile électrique;* il suffit pour cela de l'humecter légèrement, et de la mêler avec le quart de son poids de peroxide de mercure; on creuse dans le mélange une petite cavité dans laquelle on met du mercure métallique; aussitôt que la pile est en activité, l'oxigène des deux oxides est attiré par le pole vitré, tandis que le barium, uni au mercure, se porte vers le pole résineux.

Le gaz *oxigène* est absorbé par le protoxide de barium soumis à une chaleur rouge, et il en résulte du deutoxide.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *charbon* sont sans action sur la baryte. Le *phosphore* se combine avec elle à une chaleur rouge, et donne un phosphure d'un rouge brun qui jouit, comme ceux de chaux et de strontiane, de la propriété de décomposer l'eau. (*Préparation* de ce phosphure. *Voy.* § 311.) Le *soufre* s'y unit aussi à une température élevée, et forme un sulfure jaune qui se change en sulfate lorsqu'on le chauffe avec le contact de l'air. (*Préparation* du sulfure. *Voyez* § 303). Si l'on fait passer l'*iode* sur de la baryte rouge de feu, l'on obtient un *sous-iodure de baryte*. Si, au lieu d'*iode*, on fait passer du *chlore* gazeux, le protoxide de barium est décomposé, et l'on obtient du gaz oxigène et du *chlorure de barium*.

Exposé à l'air à la température ordinaire, le protoxide de barium en attire d'abord l'humidité, puis l'acide carbonique passe à l'état de proto-carbonate, augmente de volume, acquiert une couleur blanche, et se réduit en poudre. Si on élève sa température, il absorbe à-la-fois l'oxigène et l'acide carbonique de l'air, passe en partie à l'état de deutoxide de barium, et en partie à l'état de proto-carbonate; mais si on continue à le chauffer, le deutoxide de barium formé se décompose et redevient protoxide qui s'unit encore avec l'acide carbonique de l'air, en sorte que le tout finit par se transformer en proto-carbonate de barium indécomposable par la plus haute chaleur.

La baryte se boursouffle, et donne lieu aux mêmes phénomènes que la strontiane lorsqu'on la met en contact avec une petite quantité d'*eau*; l'hydrate blanc qui en résulte, exposé à une chaleur rouge, fond sans se décomposer. Il suffit de cinquante parties d'eau à 15° et de dix parties d'eau bouillante pour dissoudre une partie de baryte; plusieurs chimistes prétendent même qu'il ne faut que 2 parties d'eau à 100° pour opérer cette dissolution; quoi qu'il en soit, il est évident que le *solutum* con-

centré de baryte fait à chaud doit déposer, par le refroidissement, une certaine quantité de ce protoxide hydraté; il se sépare alors sous la forme de cristaux indéterminables ou de prismes hexagones, terminés à chaque extrémité par une pyramide tétraèdre; quelquefois aussi on obtient des octaèdres. En supposant ces cristaux formés d'un atome de baryte, dont le poids est 9,75, et de 20 atomes d'eau, qui pèsent 25,50, on les trouvera composés de 100 parties de baryte et de 230,76 d'eau. (Dalton.) Ils fondent dans leur eau de cristallisation à une température peu élevée, et se dissolvent dans 17 parties et $\frac{1}{2}$ d'eau froide. L'iode agit sur l'eau de baryte comme sur l'eau de chaux.

Propriété essentielle. Une goutte d'acide sulfurique, versée dans une dissolution *très-étendue* de baryte, la trouble sur-le-champ, et ne tarde pas à y former un précipité blanc de sulfate de baryte insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, ce qui n'arriverait pas avec une faible dissolution de strontiane.

Les oxides de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote* sont sans action sur la baryte. Les acides, au contraire, se combinent tous avec elle, et donnent des sels dont nous nous occuperons après avoir fait l'histoire du deutoxide.

Usages et action sur l'économie animale. La baryte n'est employée que dans les laboratoires de chimie comme réactif. Son action sur l'économie animale est très-meurtrière; elle est rapidement absorbée lorsqu'on l'applique sur le tissu cellulaire; elle agit sur le système nerveux, et ne tarde pas à déterminer la mort.

Composition. Le protoxide de barium paraît formé d'un atome de métal, qui pèse 8,75, et d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, ou de 100 de barium et de 11,42 d'oxigène, résultat qui se rapproche singulièrement de celui qui avait été obtenu par M. Berzelius : par conséquent le poids de l'atome de baryte sera 9,75.

Préparation. On obtient la baryte en décomposant le nitrate de cette base, comme nous l'avons dit pour la strontiane. (*Voy.* pag. 351.)

350. *Deutoxide de barium.* Il est constamment le produit de l'art; sa couleur est grise verdâtre ; il est caustique, et verdit le sirop de violette ; si on le chauffe fortement, il se décompose en oxigène et en protoxide. Tous les corps *simples* non métalliques, excepté l'*azote*, le décomposent à une température élevée, lui enlèvent une portion de son oxigène, et le transforment en protoxide (baryte). Que l'on fasse chauffer, par exemple, ce deutoxide avec du gaz *hydrogène*, il y aura dégagement de chaleur et de lumière, absorption du gaz et formation d'un hydrate de protoxide ; d'où il suit que l'hydrogène s'est combiné avec une portion d'oxigène du deutoxide pour former de l'eau qui s'est unie au protoxide résultant. L'*eau*, à raison de son affinité pour le protoxide de barium, agit sur lui de la même manière, avec cette différence que le gaz oxigène abandonné par le deutoxide se dégage. Ces caractères suffisent pour distinguer ce corps de tous les autres. Il est sans usages. Les deux oxides de barium agissent sur la *silice* comme la strontiane.

On obtient le deutoxide de barium en chauffant dans une cloche courbe disposée sur la cuve à mercure le protoxide avec du gaz oxigène.

Des Sels de baryte.

351. Les sels de baryte sont formés par un acide et par le protoxide de barium (baryte); le deutoxide ne peut se combiner avec les acides sans se transformer en protoxide.

Les sels de baryte solubles dans l'eau précipitent en blanc par les sous-carbonates de potasse, de soude ou d'am-

moniaque ; le carbonate de baryte déposé est indécomposable par la chaleur seule, mais il se décompose parfaitement si on le fait chauffer avec du charbon, et donne de la baryte ; l'acide sulfurique et les sulfates solubles y font également naître un précipité de sulfate de baryte blanc insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique. Aucun de ces sels ne colore en pourpre la flamme d'une bougie.

352. *Sous-borate de baryte.* Il est le produit de l'art ; il ne se dissout pas dans l'eau, et il n'est d'aucune utilité. *Préparation.* (*Voy.* § 205.)

353. *Sous-carbonate de baryte.* Ce sel se trouve en Angleterre, dans la haute Styrie, en Sibérie et dans le pays de Galles ; il est tantôt sous la forme de masses cellulenses ou rayonnées, tantôt translucide et d'un gris jaunâtre. Il est indécomposable par le feu, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. Il est sans usages. Introduit dans l'estomac, il se transforme, à la faveur de l'acide acétique contenu dans les voies digestives, en acétate ou du moins en un sel soluble, et agit comme la baryte. *Préparation.* (*Voy.* § 207.)

354. *Sous-phosphate de baryte.* Ce sel est un produit de l'art ; il est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 210.)

355. *Phosphite de baryte.* On ne trouve jamais ce sel dans la nature : comme les phosphites de chaux et de strontiane, il est peu soluble dans l'eau, et donne, par l'évaporation, de petits cristaux de sous-phosphite de baryte insoluble, et du phosphite acide soluble qui cristallise plus difficilement. (Dulong.) Il est sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 214.)

356. *Hypo-phosphite de baryte.* Il est constamment le produit de l'art ; il est très-soluble dans l'eau et ne cristallise que très-difficilement. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voy.* § 212.)

357. *Sulfate de baryte.* Il se trouve assez abondamment dans la nature; on le rencontre en France, dans les départemens du Puy-de-Dôme et du Cantal; en Hongrie et près de Bologne. Tantôt il est cristallisé; tantôt il est en masses compactes, tuberculeuses ou sous la forme de rognons. Il est insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air, et susceptible de fondre lorsqu'il est fortement chauffé. Il se dissout dans l'acide sulfurique concentré, et le *solutum* est décomposé par l'eau, qui s'empare de l'acide et précipite le sulfate. On peut, en évaporant cette dissolution, en obtenir des cristaux. Mêlé avec de l'eau et de la farine, il peut former une pâte que l'on réduit en gâteaux minces, et qui a la propriété de luire dans l'obscurité lorsqu'on l'a chauffée jusqu'au rouge : on la désignait autrefois sous le nom de *phosphore de Bologne.* On ignore quelle est au juste la composition du produit de cette calcination, ainsi que la cause de sa phosphorescence. On emploie ce sel pour préparer la baryte, et comme fondant dans les fonderies de cuivre de Birmingham. En Angleterre, on s'en sert comme mort aux rats. Nous l'avons souvent fait prendre à des chiens à la dose de deux onces sans qu'ils aient éprouvé la moindre incommodité. *Préparation.* (*Voy.* § 216.)

358. *Sulfite de baryte.* Il est insoluble dans l'eau, insipide, sans usages, et ne se trouve jamais dans la nature. *Préparation.* (*Voy.* § 218.)

359. *Iodate de baryte.* Ce sel est constamment le produit de l'art; il est sous forme pulvérulente; il ne fuse point sur les charbons; il fait seulement apercevoir quelquefois une légère lueur; il est décomposé par le feu en oxigène, en iode, et en baryte sensiblement pure. Cent parties d'eau à 18° n'en dissolvent que 3 parties; la même quantité d'eau bouillante en dissout 16 parties. Il est sans usages.

Préparation. On obtient l'iodate de baryte en mettant de l'iode dans l'eau de baryte : l'eau est décomposée, et il se forme un hydriodate soluble, et un iodate insoluble qu'il suffit de laver pour avoir pur.

360. *Chlorate de baryte.* On ne le trouve pas dans la nature. Il est sous la forme de prismes carrés, terminés par une surface oblique, et quelquefois perpendiculaire à l'axe du cristal ; sa saveur est piquante et austère ; il se dissout dans 4 parties d'eau à 10°. Si après l'avoir desséché on le chauffe jusqu'à ce qu'il soit entièrement décomposé, on obtient les $\frac{39}{100}$ de son poids d'oxigène : le résidu de cette décomposition est du chlorure de barium (muriate de baryte), plus de la baryte (Vauquelin). Il est employé pour préparer l'acide chlorique.

Préparation. Pour obtenir le *chlorate de baryte*, on prend le mélange de chlorate et d'hydro-chlorate de cette base (*voyez* §224), et on le fait évaporer ; l'hydro-chlorate, beaucoup moins soluble, cristallise en grande partie, et peut être séparé par la décantation ; la dissolution contient tout le chlorate de baryte et une certaine quantité d'hydro-chlorate ; on la fait bouillir avec du phosphate d'argent, qui n'agit point sur le chlorate et qui décompose l'hydro-chlorate : en effet, il se forme, en vertu des doubles décompositions, un précipité blanc de phosphate de baryte et de chlorure d'argent : il suffit de filtrer et d'évaporer la dissolution pour avoir le *chlorate de baryte pur.* On a la certitude d'avoir employé assez de phosphate d'argent lorsque la liqueur ne précipite plus par le nitrate d'argent : en effet, cet essai prouve qu'elle ne contient plus d'hydro-chlorate (Chenevix et Vauquelin).

Le procédé suivant, indiqué dans ces derniers temps par M. James Lowe Wheeler, mérite la préférence. On fait dissoudre dans l'eau chaude du chlorate de potasse (composé de potasse et d'acide chlorique) ; on verse dans cette dis-

solution un petit excès d'acide phtoro-silicique liquide (fluorique scilicé, *voy.* § 280); on chauffe pendant quelques minutes. L'acide phtoro-silicique décompose le chlorate de potasse, s'empare de la potasse et se précipite avec elle sous forme gélatineuse : on filtre la dissolution qui contient l'acide chlorique et l'excès d'acide phtoro-silicique; on la sature avec du carbonate de baryte, qui forme avec l'acide chlorique un sel soluble, et avec l'acide phtoro-silicique un sel insoluble; on filtre de nouveau; on fait évaporer la dissolution de chlorate de baryte et on la fait cristalliser.

360 *bis. Nitrate de baryte.* On n'a jamais trouvé ce sel dans la nature. Il cristallise en octaèdres demi-transparens; sa saveur est âcre; chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, il décrépite, se décompose comme tous les nitrates, et se transforme en gaz oxigène, en gaz acide nitreux, et en baryte ou en deutoxide de barium. Douze parties d'eau à 15° en dissolvent une partie, tandis qu'il ne faut que 3 ou 4 parties d'eau bouillante. On s'en sert pour préparer la baryte, et comme réactif.

Préparation. On décompose le sulfate de baryte par le charbon, comme pour le nitrate de strontiane. (*Voy.* § 343.)

361. *Hypo-nitrite de baryte.* Il est peu connu; on sait qu'il est soluble dans l'eau, et qu'on ne le rencontre pas dans la nature. Il est sans usages.

362. *Hydro-chlorate de baryte.* Ce sel est un produit de l'art; il cristallise en prismes à quatre pans très-larges et peu épais, doués d'une saveur amère très-piquante. Projeté sur les charbons ardens, il décrépite, se dessèche et finit par fondre : alors il se trouve transformé en chlorure de barium. (*Voyez* § 229.) Suivant M. Gay-Lussac, il suffit de le faire évaporer et cristalliser pour opérer cette décomposition : dans ce cas, l'hydro-chlorate n'existerait qu'à l'état liquide. Il se dissout dans deux

parties et demie d'eau à 15°, tandis qu'il n'en faut que deux d'eau bouillante; on l'emploie, dans les laboratoires, comme réactif.

L'hydro-chlorate de baryte est un des poisons les plus violens; appliqué sur le tissu cellulaire à la dose de quelques grains, il est rapidement absorbé, et détermine des convulsions qui ne tardent pas à être suivies de la mort; il exerce, indépendamment de cette action, une irritation locale capable de produire l'inflammation des parties avec lesquelles il a été en contact Le meilleur antidote de ce sel et des autres préparations de baryte est, sans contredit, la dissolution d'un sulfate, tel que celui de soude, de magnésie ou de potasse: en effet, ces sels ont la propriété de décomposer tous ces poisons et de les transformer en sulfate de baryte insoluble qui est sans action sur l'économie animale. L'hydro-chlorate de baryte a été prôné par Crawford comme un excellent remède contre les scrophules: nous l'avons souvent employé et vu employer sans succès; il peut cependant être utile dans quelques circonstances: on doit l'administrer à la dose de 4, 6, 8 gouttes dans une tasse d'eau distillée.

Préparation. (*Voyez* § 230.)

363. *Hydriodate de baryte.* On n'a pas encore trouvé ce sel dans la nature. Il cristallise en prismes très-fins, semblables aux précédens. A une température rouge et même au-dessous, il est converti en iodure de barium: quoique très-soluble dans l'eau, il n'est que faiblement déliquescent. Exposé à l'air, il se décompose en partie, et se transforme en hydriodate coloré par l'iode; il est évident que l'oxigène de l'air s'empare de l'hydrogène de l'acide hydriodique. Il est sans usages.

Préparation. L'hydriodate de baryte, se prépare en versant de l'eau de baryte sur de l'iode: l'eau est décomposée; son oxigène se porte sur l'iode pour former de

l'acide iodique, tandis que l'hydrogène donne, en se combinant avec l'iode, de l'acide hydriodique, en sorte qu'on obtient un iodate et un hydriodate : celui-ci est soluble et l'autre est insoluble : on les sépare par le filtre.

364. *Sous-hydro-sulfate de baryte.* Il est constamment le produit de l'art. Il cristallise en lames blanches, comme le sous-hydro-sulfate de strontiane; il se dissout beaucoup mieux à chaud qu'à froid, et se transforme en hydro-sulfate neutre par l'addition d'une suffisante quantité de gaz acide hydro-sulfurique. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 235.)

365. *Fluate de baryte.* On ne l'a pas encore trouvé dans la nature; il est insoluble dans l'eau, insipide et sans usages. M. Davy le regarde comme formé de phtore et de barium. *Préparation.* (*Voyez* pag. 308.)

Du Lithium.

366. On n'a pas encore séparé ce métal de l'oxide de lithium.

Oxide de lithium (lithine). Cet oxide a été découvert en 1818 par M. Arfredson dans la pétalite d'Uto; il existe aussi dans le triphane. Il est solide et doué d'une saveur caustique comme les autres alcalis fixes; il verdit fortement les couleurs bleues végétales. Il forme, avec le soufre, un sulfure de couleur jaune, décomposable par les acides, et se comportant avec les différens réactifs comme les autres sulfures alcalins. Il absorbe rapidement l'acide carbonique de l'air. Il attaque le platine lorsqu'on le fait rougir dans un creuset de ce métal. Il a plus d'affinité pour les acides que l'ammoniaque : par conséquent il dégage celle-ci de ses combinaisons salines. Il ne précipite point l'hydrochlorate de platine, comme le fait la potasse. M. Vauquelin, qui a répété les expériences de M. Arfredson, et qui

a fait connaître de nouvelles propriétés de cet alcali, le croit formé de 56,50 parties de lithium et de 43,50 d'oxigène. Il est parvenu à ce résultat en analysant le sulfate de lithine : 100 parties de ce sulfate contiennent 31,80 de lithine et 69,20 d'acide : or, dans les sulfates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide comme 3 à 1 (*voyez* page 290) : donc, les 31,80 parties de lithine doivent contenir le tiers de l'oxigène qui entre dans la composition des 69,20 parties d'acide sulfurique. L'oxide de lithium est sans usages.

Extraction. On obtient la lithine en suivant le procédé qui sera décrit à l'article *Analyse des pierres qui contiennent de la potasse.*

Sels de lithine.

367. *Sous-carbonate de lithine.* Il est efflorescent, soluble dans cent fois son poids d'eau froide, cristallisable en prismes, fusible à une chaleur rouge, et susceptible d'attirer rapidement l'acide carbonique de l'air.

368. *Sulfate de lithine.* Il cristallise en petits prismes carrés, d'un blanc éclatant, d'une saveur salée et non amère, plus solubles dans l'eau et plus fusibles que le sulfate de potasse.

369. *Nitrate de lithine.* On peut l'obtenir cristallisé en rhomboïdes d'une saveur très-piquante, et fortement déliquescens.

370. *Hydro-chlorate de lithine.* Il est extrêmement déliquescent.

Du Potassium.

371. Le potassium ne se trouve jamais pur dans la nature ; on le rencontre combiné avec l'oxigène dans certains sels et dans quelques produits volcaniques. Il est solide, très-ductile, plus mou que la cire ; lorsqu'on le coupe, on voit que la section est lisse, et qu'il est doué d'un grand éclat métallique qu'il perd par le contact de l'air ; sa texture est cristalline ; sa pesanteur spécifique est de 0,865 à la température de 15°.

372. Si l'on *chauffe* le potassium placé dans de l'huile de naphte, il fond à la température de 58°, th. centig. ; si on le met dans une petite cloche de verre, et qu'on le chauffe jusqu'au rouge, il se volatilise et donne des vapeurs vertes.

Mis en contact avec le gaz *oxigène*, il s'en empare subitement, même à la température ordinaire ; il passe d'abord à l'état de protoxide bleuâtre, puis à l'état de deutoxide blanc ; enfin il finit par se transformer en tritoxide d'un jaune verdâtre : cette oxidation s'observe principalement à la surface du métal. Si on élève sa température jusqu'à le faire fondre, l'absorption de l'oxigène est rapide, et se fait avec dégagement de calorique et de lumière ; il en résulte du tritoxide de potassium. L'air atmosphérique agit sur lui à chaud, à-peu-près comme le gaz oxigène, mais avec moins d'énergie : il le fait passer à l'état de deuto-carbonate à la température ordinaire.

373. Lorsqu'on élève un peu la température du potassium, et qu'on l'agite dans du gaz *hydrogène*, on obtient un hydrure de potassium solide, gris, sans apparence métallique, inflammable à l'air et au contact du gaz oxigène. Cet hydrure est sans usages. Suivant M. Sementini, on doit admettre deux autres composés d'hydrogène et de potassium ; ils sont gazeux : le premier est le gaz *hydrogène per-po-*

tassié, qui se produit lorsqu'on traite la potasse par le fer à une très-haute température, c'est-à-dire, lorsqu'on fait l'extraction du potassium. Ce gaz est incolore, plus pesant que le gaz hydrogène; il s'enflamme spontanément à l'air; il exhale une odeur de lessive, et se transforme en eau et en deutoxide de potassium; il perd cette propriété au bout d'une heure, parce qu'il laisse déposer un peu de potassium; l'eau le change en gaz hydrogène *proto-potassié*. Ce dernier gaz ne s'enflamme que par l'approche d'une bougie allumée; mais il fournit les mêmes produits que le précédent; d'où l'on voit qu'il y a beaucoup d'analogie entre la manière dont ces deux gaz et les gaz hydrogène per et proto-phosphoré se comportent l'un par rapport à l'autre. (*Voyez* § 162.)

374. Le *bore* et le *charbon* n'exercent aucune action sur le potassium. Le *phosphore*, chauffé avec ce métal dans des vaisseaux fermés, donne un phosphure caustique, terne, brun-marron, facile à réduire en poudre, et formé de 100 parties de potassium et de 30 de phosphore, si on le considère comme étant composé d'un atome de phosphore, qui pèse 1,5, et d'un atome de potassium, dont le poids est 5.

On peut aussi combiner directement le *soufre* et le potassium au moyen de la chaleur; cette combinaison se fait avec un grand dégagement de calorique et de lumière; le sulfure qui en résulte est solide, d'une couleur jaune ou rougeâtre, semblable au *foie de soufre* fait par la voie sèche; l'eau le fait passer à l'état d'hydro-sulfate sulfuré. (*Voyez* § 303.) On obtient encore ce sulfure en faisant chauffer le potassium avec du gaz acide hydro-sulfurique: le métal s'empare du soufre, et l'hydrogène est mis à nu. Il paraît formé d'un atome de potassium, qui pèse 5, et d'un atome de soufre, dont le poids est 2, ou de 100 parties de potassium et de 40 de soufre.

L'*iode* s'unit au potassium avec dégagement de beaucoup de chaleur et de lumière ; l'iodure qui en résulte a une apparence nacrée et cristalline ; en le supposant formé d'un atome de potassium et d'un atome d'iode qui pèse 15,625 , on le trouvera composé de 100 parties de potassium et de 32 d'iode.

375. Lorsqu'on agite le potassium dans un flacon plein de chlore gazeux, celui-ci est absorbé et solidifié, d'où il résulte qu'il y a dégagement de calorique et de lumière. Il se forme du *chlorure de potassium.* Ce chlorure, appelé jusque dans ces derniers temps *muriate de potasse*, est solide, blanc, fusible, soluble dans trois parties d'eau froide et dans deux parties d'eau bouillante ; ainsi dissous, il est à l'état d'hydro-chlorate, suivant quelques chimistes, et à l'état de chlorure suivant d'autres. En le supposant formé d'un atome de chlore, qui pèse 4,5, et d'un atome de potassium, il sera composé de 100 de potassium et de 90 de chlore.

L'*azote* est sans action sur le potassium, en sorte que l'on peut très-bien conserver ce métal si oxidable dans ce gaz ; cependant il existe une combinaison d'azote, d'ammoniaque et de potassium que l'on prépare par des moyens particuliers.

376. Si l'on introduit un peu d'*eau* dans une éprouvette pleine de mercure, renversée sur la cuve de ce métal, et qu'on y fasse entrer un petit fragment de potassium, la décomposition de l'eau aura lieu dans l'instant même où le métal sera en contact avec elle ; le gaz hydrogène sera mis à nu, et le potassium, en s'emparant de l'oxigène, passera à l'état de deutoxide, susceptible de verdir le sirop de violette. Si, au lieu de faire réagir ces deux corps sans le contact de l'air, on jette quelques fragmens de potassium dans une terrine pleine d'eau, le métal tourne, s'agite en tous sens, court à la surface du liquide, le décompose et fait une

petite explosion. Il se dégage assez de chaleur dans cette expérience pour que le gaz hydrogène qui provient de la décomposition de l'eau s'enflamme. Les oxides de *carbone*, de *phosphore* et d'*azote*, sont décomposés, à une température élevée, par le potassium, qui s'empare de leur oxigène et passe à l'état d'oxide.

Les *acides* solides et gazeux, parfaitement desséchés, formés par l'oxigène et par un corps simple, tels que les acides borique, phosphorique, sulfureux, etc., sont décomposés en totalité ou en partie, à une température élevée, par le potassium, qui leur enlève tout l'oxigène qu'ils renferment. Il en résulte des produits variables : l'acide *borique*, par exemple, donne du bore et du sous-borate de deutoxide de potassium ; avec l'acide carbonique on obtient du carbone et du deutoxide de potassium ; l'acide *phosphorique* fournit du deutoxide de potassium phosphoré si le potassium est en excès ; dans le cas contraire, du phosphate de deutoxide de potassium et du phosphore ; le gaz acide *sulfureux* transforme le potassium en deutoxide et le soufre est mis à nu ; le gaz acide *nitreux* donne du deutoxide de potassium et du gaz azote, etc. Si les acides formés par l'oxigène contiennent de l'eau, celle-ci est décomposée, même à la température ordinaire, et il se forme du deutoxide de potassium hydraté (potasse), qui se combine avec l'acide non décomposé.

Les gaz acides *hydro-chlorique*, *hydriodique* et *hydro-sulfurique* sont décomposés à chaud par le potassium ; l'hydrogène est mis à nu, tandis que le chlore, l'iode ou le soufre forment avec le métal un chlorure, un iodure ou un sulfure : ce dernier absorbe, à la vérité, une quantité variable d'acide hydro-sulfurique. Si l'on met peu à peu l'acide *hydro-phtorique* liquide sur du potassium, l'eau qu'il renferme est décomposée ; le gaz hydrogène se dégage, et il se forme de l'hydro-phtorate de deutoxide

de potassium ; la quantité d'hydrogène et de calorique dégagée est tellement grande et subite, qu'il y aurait une vive détonnation si on employait beaucoup d'acide. Le potassium, à une température élevée, décompose le gaz *phtoro-borique* (fluo-borique), et il en résulte du bore et du phtorure de potassium. On ignore quelle est l'action de ce métal sur le gaz *hydrogène carboné* ; il décompose à chaud le gaz *hydrogène phosphoré*, met l'hydrogène à nu, et forme avec le phosphore un phosphure de couleur chocolat. En faisant fondre du potassium dans une petite cloche courbe de verre contenant du gaz *ammoniac*, on observe que celui-ci est en partie décomposé et en partie absorbé ; l'hydrogène de la portion décomposée est mis à nu, tandis que l'azote s'unit au potassium : c'est cet azoture de potassium qui, en absorbant le gaz ammoniac non décomposé, forme l'azoture ammoniacal de potassium d'une couleur verte.

On ne connaît pas l'action de ce métal sur le silicium, le magnésium, le calcium, le strontium ni le barium. Il est employé pour analyser plusieurs corps oxidés, et pour préparer l'acide borique. Il a été découvert par M. Davy.

Poids de l'atome de potassium. Le terme moyen des analyses du deutoxide de potassium faites jusqu'à ce jour donne 100 parties de métal et 20 d'oxigène : si on suppose cet oxide formé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome d'oxigène pesant 1, celui de potassium pésera 5.

376 *bis. Préparation.* On l'obtient en décomposant la potasse. 1°. On peut se servir de la pile comme nous l'avons dit § 309 : pour cela on creuse une cavité dans un fragment de cet oxide ; on y met du mercure, et on ne tarde pas à le décomposer ; l'oxigène de l'oxide et de l'eau qu'il renferme se rend au fil vitré, tandis que le fil résineux attire l'hydrogène, qui se dégage à l'état de gaz, et le métal,

qui se combine avec le mercure ; on le sépare de cette combinaison comme nous l'avons dit § 309. En décomposant ainsi la potasse, on ne peut se procurer qu'une petite quantité de métal. Il n'en est pas de même lorsqu'on suit le procédé de MM. Gay-Lussac et Thenard, que nous allons décrire, et qui consiste à décomposer cet oxide hydraté par le fer à une température très-élevée. 2°. *Description de l'appareil* (pl. 12, fig. 67). *C O* est un canon de fusil très-propre et sec qui a été recourbé en *E* et en *O*, en faisant rougir successivement ces deux portions, et dont la partie *E O* est recouverte extérieurement d'une couche de lut préparé avec 5 parties de sable et une partie de terre à potier ; la portion *O E* qui traverse le fourneau à réverbère est remplie de tournure de fer parfaitement décapée ; *E C* est la partie du tube dans laquelle on met des fragmens de potasse à l'alcool ; *T* est un tube de verre que l'on fait plonger dans une éprouvette contenant du mercure ; *A A* est un récipient de cuivre communiquant d'une part avec l'extrémité *O* du canon, et de l'autre avec un tube de verre *x*. Le fourneau à réverbère doit être grand, et disposé de manière à recevoir par le cendrier la tuyère d'un bon soufflet ; les jointures de l'appareil et du fourneau doivent être parfaitement lutées et le lut desséché ; alors on remplit le fourneau de charbon, et on fait rougir le tube en entourant la portion *E C* du canon de linges froids, pour que la potasse n'entre pas en fusion. Lorsque la portion *OE* du canon est incandescente, on fait fondre une portion de potasse au moyen de charbons rouges supportés par une grille en fil de fer *P G* : on commence toujours par faire fondre la portion la plus voisine du fourneau. A peine cet oxide est en contact avec le fer qu'il commence à se décomposer, et comme il contient toujours de l'eau (*voy.* la note du § 379), il en résulte de l'oxide de fer qui reste dans le canon, du potassium et du gaz hydro-

gène pur ou potassié ; le gaz se dégage par l'extrémité du tube *x*; le métal volatilisé va se condenser dans le récipient *AA*. Si le dégagement du gaz se ralentit, on fait fondre une nouvelle quantité de l'oxide contenu dans la partie *EC*, et l'opération n'est terminée que lorsqu'il a été entièrement fondu. On laisse refroidir l'appareil; on bouche les tubes *x* et *T*; on retire le métal du cylindre *A* au moyen d'une tige de fer courbe, et on le conserve dans des flacons bouchés à l'émeri.

Si le gaz hydrogène, au lieu de se dégager par le tube *x*, sort par le tube *T*, on est certain que l'oxide a traversé le fer sans se décomposer, et qu'il obstrue l'extrémité *O* du canon : dans ce cas, on doit chercher à faire fondre cet oxide ; et si l'on n'y parvient pas, on doit suspendre l'opération. S'il ne se dégage point de gaz, l'expérience est manquée; les luts n'ont pas résisté, le canon a été oxidé et percé. Quatre onces de potasse ne fournissent qu'une once de métal, et on trouve deux onces de cet oxide dans la partie du canon qui traverse le fourneau.

Smithson Tennant a proposé de remplacer cet appareil par un autre moins compliqué, à l'aide duquel on obtient le potassium au feu de forge ordinaire. (*Voyez* pl. 12, fig. 68.) On prend un canon de fusil *A*, d'un pied et demi de long, fermé par une de ses extrémités, et dont la partie la plus épaisse a été élargie à l'aide du marteau; on le recouvre extérieurement d'un lut semblable à celui dont nous avons parlé en décrivant l'appareil précédent ; on y introduit le mélange de potasse et de copeaux de fer propre à fournir le potassium, et on le dispose, sous un certain degré d'inclinaison, dans un fourneau à réverbère *F*; dans la partie supérieure de ce canon, on insère un autre tube plus étroit *T*, de 7 à 8 pouces de long, percé d'un petit trou à sa partie inférieure, dans lequel doit se rendre le potassium en vapeur : ce tube ne doit pas être inséré en totalité

dans le premier ; il doit sortir d'environ un pouce, afin de pouvoir le retirer avec plus de facilité ; on doit adapter à son extrémité supérieure un tube vide *V*, fixé avec de la cire, fermé avec du liége, et traversé par un tube de verre recourbé *R*, dans lequel on met un peu de mercure. La partie *CD* du canon de fusil qui est hors du fourneau doit être enveloppée de toile ou de papier brouillard humectés, afin de faciliter la condensation du métal. Les choses étant ainsi disposées, on chauffe fortement pendant une heure environ, et l'on obtient le potassium dans le tube *T*.

Des Oxides de potassium.

Ces oxides sont au nombre de trois.

377. Le *protoxide*, considéré par quelques chimistes comme un mélange de potassium et de deutoxide, est constamment le produit de l'art ; il est gris bleuâtre, terne, caustique, et verdit le sirop de violette. Chauffé avec le gaz *oxigène*, il s'enflamme et passe à l'état de tritoxide ; cette oxidation a lieu même à froid, mais plus lentement. L'*air* atmosphérique, à la température ordinaire, lui cède de l'oxigène et de l'acide carbonique, et le transforme en carbonate de deutoxide *déliquescent*. Il ne se dissout dans les acides qu'après avoir passé à l'état de deutoxide. Il est formé de 100 parties de potassium et de 10 parties d'oxigène.

378. *Préparation.* On met en contact avec le gaz oxigène des lames minces de potassium, à la température ordinaire : ce métal est transformé en protoxide lorsque son poids est augmenté d'un dixième.

379. *Deutoxide de potassium* (1). Ce deutoxide ne se trouve jamais pur dans la nature ; on le rencontre toujours

(1) Le deutoxide de potassium dont nous allons faire l'histoire est parfaitement sec, tandis que la potasse la plus pure et la

combiné avec des acides ou avec d'autres oxides métalliques, comme dans certains produits volcaniques. Lorsqu'il a été convenablement purifié et fondu, il est solide, d'une belle couleur blanche, très-caustique et plus pesant que le potassium; il verdit fortement le sirop de violette, et rougit la couleur de curcuma. Il fond un peu au-dessus de la chaleur rouge, et ne peut être décomposé à aucune *température*. On peut en séparer l'oxigène et le potassium à l'aide du fluide *électrique* de la pile, surtout si l'on ajoute un peu de mercure, qui tend à s'emparer du potassium. Le gaz *oxigène* le transforme en tritoxide de potassium à une haute température. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* et le *soufre* s'y unissent, et donnent un oxide de potassium phosphoré ou sulfuré, dont les propriétés sont analogues à celles du phosphure de chaux. (*Voy.* § 311.)

Si l'on fait passer de la vapeur d'*iode* ou du *chlore gazeux* parfaitement sec à travers ce deutoxide chauffé jusqu'au rouge obscur, il est décomposé, et l'on obtient du gaz oxigène et de l'iodure, ou du chlorure de potassium. Si l'on fait un mélange d'eau, d'*iode* et de ce deutoxide, l'eau se décompose; il se forme de l'acide iodique et de l'acide hydriodique, qui, en se combinant avec le deutoxide, donnent naissance à de l'iodate et à de l'hydriodate de potasse. L'eau saturée de deutoxide de potassium est également décomposée par le *chlore;* son hydrogène forme avec ce corps de l'acide hydro-chlorique, tandis que son oxigène donne naissance à de l'acide chlorique, et l'on obtient par conséquent du chlorate et de l'hydro-chlorate de potasse. (*Voyez* § 305.) L'*azote* est sans action sur

---

mieux fondue contient toujours le cinquième de son poids d'eau: c'est ce qui lui a fait donner le nom d'*hydrate de deutoxide de potassium (potasse)*.

le deutoxide de *potassium*. L'*air* atmosphérique, à la température ordinaire, lui cède de l'eau et de l'acide carbonique, en sorte qu'il se forme du carbonate de deutoxide de potassium déliquescent; mais si la température est élevée, il passe à l'état de tritoxide qui ne tarde pas à être décomposé par l'acide carbonique, et il se produit encore le même sel. L'*eau* est absorbée par ce deutoxide avec dégagement de chaleur, et il en résulte de l'hydrate de deutoxide de potassium (potasse). Il n'a point d'usages.

Composition. Le deutoxide de potassium paraît formé d'un atome de potassium, qui pèse 5, et d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, ou de 100 de métal et de 20 d'oxigène; par conséquent le poids de l'atome de deutoxide est de 6.

Préparation. On l'obtient en faisant agir le gaz oxigène desséché sur le métal : celui-ci passe d'abord à l'état de protoxide, et se transforme ensuite en deutoxide. On doit éviter d'employer l'air, qui contient toujours de l'acide carbonique.

380. *De la Potasse* (*hydrate de deutoxide de potassium*). La potasse jouit des mêmes propriétés physiques que le deutoxide de potassium; elle fond au-dessous de la chaleur rouge. Chauffée à l'*air*, elle perd une portion de son eau, et passe à l'état de tritoxide. Le *charbon*, à une température rouge cerise, décompose l'eau qu'elle renferme, et donne du gaz hydrogène carboné et du gaz acide carbonique qui s'unit à la potasse; si la chaleur est rouge blanc, la potasse est également décomposée, et l'on obtient du gaz hydrogène carboné, du gaz oxide de carbone et du potassium. Si l'on chauffe du *phosphore* et de la potasse, l'eau que celle-ci renferme est décomposée, et il se forme de l'hydrogène phosphoré et de l'acide phosphoreux ou phosphorique, qui s'unit avec l'alcali.

381. Le *soufre* se combine avec la potasse à la chaleur

rouge brun, et donne un produit connu sous le nom de *foie de soufre*, et que l'on doit considérer tantôt comme un oxide de potassium sulfuré, tantôt comme un sulfure de potassium. (*Voyez* § 303.) Il est solide, d'une couleur brune, dur, fragile, et vitreux dans sa cassure; il est doué d'une saveur âcre, caustique et amère; il verdit le sirop de violette; exposé à l'air, il en attire l'humidité, la décompose, devient jaune ou jaune verdâtre, et passe à l'état d'hydro-sulfate sulfuré de potasse. Il est très-soluble dans l'eau, et il éprouve subitement, de la part de ce liquide, la même altération que de la part de l'air; d'où il suit qu'il ne peut exister qu'à l'état solide. (*Voy.* § 303, pour les phénomènes de cette décomposition.)

382. Pour obtenir le foie de soufre, on chauffe ensemble dans un creuset parties égales de soufre pulvérisé et de sous-carbonate de potasse; on fait rougir le mélange pendant une heure environ, et on coule le produit sur une table de marbre; on l'enferme dans des flacons bien secs, et on le conserve à l'abri du contact de l'air: dans cette expérience, le soufre dégage l'acide carbonique du sous-carbonate. M. Vauquelin a prouvé qu'il fallait au moins une partie de soufre pour une de sous-carbonate de potasse. 2°. On peut également obtenir le foie de soufre en décomposant dans un creuset le sulfate de potasse, réduit en poudre et mêlé avec un sixième de son poids de charbon pulvérulent; on fait rougir pendant une ou deux heures le mélange passé au tamis: le charbon décompose l'acide sulfurique, s'empare de son oxigène, et le soufre mis à nu agit sur le sous-carbonate de potasse comme dans l'expérience précédente; mais ce produit contient un excès de charbon; on le fait dissoudre dans l'eau, et on filtre; la liqueur, d'un jaune plus ou moins rougeâtre, transparente, est un hydro-sulfate sulfuré. (*Voyez* § 304.)

Le foie de soufre doit être regardé comme un des mé-

dicamens les plus utiles ? pris à petite dose, il augmente la chaleur générale et les sécrétions muqueuses, qui deviennent plus fluides ; il produit souvent des nausées, des vomissemens, etc. ; à la dose de deux ou trois gros, il agit comme un des plus violens caustiques s'il n'est pas vomi ; il irrite, enflamme, ulcère et perfore les tissus du canal digestif ; par conséquent son administration exige beaucoup de prudence. Il est employé avec le plus grand succès dans une foule de maladies cutanées, dartreuses, psoriques et autres ; dans les scrophules, dans le croup, l'asthme et la coqueluche : la dose est de quatre, six ou huit grains, deux fois par jour. On l'administre rarement dissous dans l'eau, à cause de son odeur et de sa saveur désagréables. M. Chaussier a fait préparer un sirop qui peut être très-avantageux : on dissout deux gros de ce sulfure dans huit onces d'eau distillée de fenouil ; on filtre la dissolution, et on y ajoute quinze onces de sucre : une once de ce sirop contient six grains de sulfure. On peut aussi donner le sulfure de potasse dans du miel. On l'emploie souvent à l'extérieur ; il fait la base du liniment sulfureux anti-psorique de M. Jadelot ; il sert à préparer les douches et les bains sulfureux ; il suffit, pour cela, d'en faire dissoudre une partie sur mille parties d'eau. Navier l'avait proposé comme contre-poison des dissolutions d'arsenic, de plomb, de cuivre, de mercure, etc. ; nous avons prouvé que, non-seulement il ne s'opposait pas aux effets de ces poisons, mais qu'il était dangereux de l'administrer, à raison de ses propriétés caustiques. L'expérience nous démontre chaque jour que l'*hydro-sulfate sulfuré de chaux*, obtenu en faisant bouillir parties égales de soufre et de chaux vive dans l'eau, peut remplacer à merveille celui de potasse dont nous venons de faire l'histoire, surtout pour les applications externes ; son emploi devrait donc devenir plus général puisqu'il est moins dispendieux. Le

foie de soufre préparé avec le sous-carbonate de soude agit sur l'économie animale comme celui de potasse, et peut être employé dans les mêmes circonstances et aux mêmes doses : c'est avec lui que l'on prépare les *eaux artificielles de Barèges* pour les bains.

383. La potasse absorbe l'*eau* avec dégagement de calorique et s'y dissout en très-grande quantité ; la dissolution est incolore, caustique, et très-difficile à faire cristalliser ; elle s'empare subitement du gaz acide carbonique de l'atmosphère, et se transforme en sous-carbonate. Les acides peuvent se combiner avec elle, et former des sels de potasse que nous examinerons après avoir fait l'histoire du tritoxide. Le *potassium* ramène la potasse à l'état de protoxide.

384. Lorsqu'on chauffe dans un creuset 3 parties de potasse et une partie de silice divisée (sable fin), l'eau de la potasse se dégage, et l'on obtient une masse très-fusible, vitrifiable, déliquescente, et par conséquent très-soluble dans l'eau : cette dissolution de *potasse silicée* portait autrefois le nom de *liqueur de cailloux*. Etendue d'une certaine quantité d'eau, et abandonnée à elle-même dans un vase fermé par une simple feuille de papier, elle est susceptible de produire à sa surface et au bout de quelques années, une croûte transparente qui renferme de la silice cristallisée en pyramides tétraèdres groupées, parfaitement transparentes, et assez dures pour faire feu avec le briquet. (Seigling.)

Si au lieu de 3 parties de potasse et une de *silice*, on fait chauffer un mélange d'une partie de potasse et de 3 parties de silice, on obtient une masse fusible, transparente, insoluble dans l'eau, inattaquable par l'air, et qui fait la base du *verre*. (*Voyez* § 390.)

385. L'*alumine* se dissout à merveille dans la dissolution de potasse ; ce *solutum*, mêlé et agité avec celui de

potasse silicée, ne tarde pas à donner une gelée consistante, composée de silice et d'alumine; si on la fait sécher et calciner à une très-forte chaleur, on obtient une espèce d'émail. La porcelaine, la poterie, les briques, les tuiles, etc., sont principalement formées par des composés de ce genre, dans des proportions variables. On peut également combiner l'*alumine* et la potasse solides, en les faisant chauffer dans un creuset.

386. En ajoutant de l'eau de chaux, de l'eau de baryte, ou de l'eau de strontiane au mélange de potasse silicée et de potasse aluminée, on obtient des précipités composés de silice, d'alumine et de chaux, ou de baryte, ou de strontiane.

387. La *glucine* se dissout très-bien dans la potasse; il n'en est pas de même de la zircone, de l'yttria, de la magnésie, de la chaux, de la strontiane et de la baryte.

388. La potasse pure est souvent employée dans les laboratoires comme réactif. Son action caustique est tellement forte qu'on ne l'emploie jamais qu'en médecine; celle dont on se sert pour ouvrir les cautères, et qui, par cela même, porte le nom de *pierre à cautère*, contient : 1°. potasse; 2°. sous-carbonate, sulfate et hydro-chlorate de potasse; 3°. silice; 4°. oxides de fer et de manganèse.

Composition. En supposant la potasse formée d'un atome de deutoxide de potassium, qui pèse 6, et d'un atome d'eau, dont le poids est 1,125, elle sera composée de 100 parties de deutoxide et de 18,75 d'eau : ce résultat ne diffère pas beaucoup de celui auquel est parvenu M. Davy en décomposant la potasse au moyen de l'acide borique: il l'a trouvé formée de 100 parties de deutoxide et de 21,21 d'eau.

Préparation. On prépare la *potasse* en projetant dans une bassine de fonte presque rouge un mélange pulvérulent fait avec une partie de nitrate de potasse et deux parties de

tartre (tartrate acidule de potasse) : ces deux sels se décomposent avec dégagement de calorique et de lumière, et il y a formation d'eau, d'acide carbonique, de gaz azote, etc.; le résidu blanc est du *sous-carbonate de potasse*, contenant peut-être un peu de tartrate ou de nitrate de potasse. Dans cette expérience, l'oxigène de l'acide nitrique se combine avec l'hydrogène et le carbone de l'acide tartarique, et la potasse des deux sels s'unit à l'acide carbonique provenant de l'action de l'oxigène sur le carbone. (Voyez *Tartrate acide de potasse*, tome II.) On fait bouillir ce sous-carbonate de potasse avec un poids de chaux vive égal au sien, et 12 ou 15 parties d'eau; il se forme du sous-carbonate de chaux insoluble, et la potasse reste en dissolution; on filtre à travers une toile, et on fait bouillir le précipité qui reste sur le filtre avec une nouvelle quantité d'eau, afin de dissoudre toute la potasse. Dans cet état, la liqueur ne doit pas ou presque pas précipiter par l'eau de chaux; si elle précipite, on doit la faire bouillir de nouveau avec de la chaux, pour en séparer tout l'acide carbonique; alors on la fait évaporer à grand feu jusqu'en consistance de sirop; on la laisse refroidir jusqu'à ce qu'elle soit à 50° ou 60°, et on l'agite avec trois ou quatre fois son poids d'alcool à 33°, qui ne dissout que la potasse pure. On enferme cette dissolution dans des flacons, où elle reste pendant quelques jours, afin de laisser déposer les matières insolubles qu'elle peut contenir: ces opérations doivent être faites avec promptitude, pour que la potasse n'absorbe pas l'acide carbonique de l'air. On décante, au moyen d'un siphon rempli d'esprit-de-vin, l'alcool potassé, et on le fait chauffer dans une cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient tubulé que l'on a soin de refroidir; l'alcool se volatilise, vient se condenser dans le récipient, et la liqueur se concentre; lorsqu'elle est réduite à-peu-près au quart de son volume

primitif, on la fait évaporer à grand feu dans une bassine d'argent pour la dessécher, la fondre et la couler dans une autre bassine du même métal ou de cuivre, bien sèche ; on la concasse, et on la renferme sur-le-champ dans des flacons bouchés à l'émeri.

Si, comme on le fait habituellement, on se sert de potasse du commerce, composée de sous-carbonate de potasse, de sulfate, d'hydro-chlorate de potasse, de silice, d'oxide de fer et de manganèse, et quelquefois d'un peu de sous-carbonate de soude, on doit la soumettre aux mêmes opérations ; on la fait dissoudre dans de l'eau, et on la traite par la chaux, qui ne lui enlève que l'acide carbonique, en sorte que le liquide provenant de ce traitement est formé de potasse et des autres produits que nous venons de nommer. Ce liquide fournit, par l'évaporation, la *pierre à cautère*, dont on extrait la potasse pure au moyen de l'alcool : à la vérité, cette potasse contiendrait de la soude si le sous-carbonate du commerce renfermait du sous-carbonate de soude.

389. *Du Peroxide de potassium.* Il est constamment le produit de l'art ; sa couleur est jaune verdâtre ; il est caustique et verdit le sirop de violette ; tous les corps simples non métalliques, excepté l'azote, le décomposent à une température élevée, se combinent avec une portion de son oxigène, et le ramènent à l'état de deutoxide. L'eau, même à la température ordinaire, lui fait perdre une portion de son oxigène, et se combine avec le deutoxide résultant, avec lequel elle a beaucoup d'affinité, comme nous l'avons déjà dit. Ces caractères suffisent pour distinguer ce corps de tous les autres. Il est sans usages.

Composition. Il est formé d'un atome de potassium, qui pèse 5, et de 3 atomes d'oxigène, dont le poids est de 3, ou de 100 parties de potassium et de 60 d'oxigène.

Préparation. On fait chauffer le métal avec un excès de

gaz oxigène pur, dans une cloche courbe et sur le mercure.

Du Verre.

390. On prépare ordinairement le verre en chauffant fortement du sable blanc ou coloré avec des matières alcalines; en sorte que l'on doit regarder ce produit comme un composé de silice et d'un ou de deux alcalis; il entre aussi quelquefois dans sa composition du protoxide de plomb, de l'oxide de manganèse, etc. On trouvera des détails sur les opérations mécaniques qui constituent l'art de la verrerie dans le *Traité de M. Loisel;* nous nous bornerons ici à indiquer, d'après cet auteur, les proportions des matériaux propres à fournir les principales variétés de verre.

Glaces de Saint-Gobin. Sable blanc, 100 parties; chaux éteinte à l'air, 12 parties; sel de soude calciné contenant beaucoup de sous-carbonate de soude, 45 à 48 parties; calcin, ou rognures de verre de la même qualité que les glaces, 100 parties : on ajoute quelquefois 0,25 de peroxide de manganèse pour enlever au verre la couleur jaune qu'il peut avoir.

Glaces communes. Sable, 100 parties; soude brute pulvérisée, 100 parties; rognures ou calcin, 100 parties; peroxide de manganèse, 0,5 à 1.

Verre à bouteilles. Sable, 100 parties; soude brute de vareck, 200 parties; cendres neuves, 50 parties; cassons de bouteilles, 100 parties.

Verre de cristal ou *flint-glass.* Sable blanc, 100 parties; minium (deutoxide de plomb), 80 à 85 parties; potasse du commerce calcinée et un peu aérée, 35 à 40 parties; nitre de première cuite, 2 à 3 parties; peroxide de manganèse, 0,06. On ajoute quelquefois, oxide blanc d'arsenic, 0,05 à 0,1; ou bien la même quantité de sulfure d'antimoine.

Verres colorés. L'art d'obtenir les verres colorés consiste à mêler avec les matières qui constituent le verre ordinaire, une très-petite quantité d'oxide métallique coloré : ainsi les oxides de cobalt colorent en bleu, le peroxide de manganèse en violet, le pourpre de Cassius, uni au peroxide de manganèse, en rouge ; l'oxide de chrome en vert : on obtient aussi une nuance verte avec un mélange d'oxide de cobalt et de chlorure d'argent ou de verre d'antimoine, ou bien encore avec un mélange d'oxide de fer et d'oxide de cuivre, etc.

391. On peut graver sur le verre par le procédé suivant : on met dans un petit vase de plomb le mélange propre à dégager l'acide hydro-phtorique (fluate de chaux et acide sulfurique); d'une autre part, on applique sur la lame de verre sur laquelle on veut graver une couche de mastic composé de 3 parties de cire et d'une partie de térébenthine ; aussitôt que cette couche est refroidie, on trace avec un burin le dessin que l'on se propose d'obtenir : pour cela on enlève une portion de mastic afin de mettre à nu les parties du verre qui doivent donner ce dessin ; alors on recouvre avec la lame de verre le vase de plomb d'où se dégagent les vapeurs d'acide hydro-phtorique ; celui-ci n'attaque que les portions de verre découvertes ; il les dépolit et les décompose ; on fait fondre le mastic pour le détacher, et l'on achève les traits du dessin avec le burin.

Théorie. Si l'on considère l'acide fluorique comme un corps indécomposé, on dira qu'il s'empare de la silice du verre, la dissout et se transforme en fluate acide de silice ; mais si on regarde cet acide comme composé d'hydrogène et de phtore, on sera obligé d'admettre que son hydrogène se combine avec l'oxigène de la silice pour former de l'eau, tandis que le phtore, s'unissant au silicium, donne naissance à de l'acide phtoro-silicique. (*Voyez* § 280.)

Des Sels de potasse.

392. Les sels de potasse sont constamment formés par le deutoxide de potassium : le protoxide et le tritoxide ne peuvent se combiner avec les acides, le premier sans absorber, l'autre sans perdre de l'oxigène. Ils sont tous solubles dans l'eau ; ils ne sont pas précipités par les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque ; ils ne dégagent point d'ammoniaque lorsqu'on les triture avec un des oxides de la deuxième classe ; ils sont tous précipités en jaune serin par la dissolution d'hydro-chlorate de platine : le précipité, composé d'acide hydro-chlorique, de potasse et de platine, ne se formerait pourtant pas si les dissolutions étaient très-étendues ; agités avec une dissolution concentrée de sulfate d'alumine, les sels de potasse dissous se troublent et se transforment en alun (sulfate acide d'alumine et de potasse) qui se précipite sous la forme de petits cristaux. Les sels de potasse jouissent d'ailleurs, comme tous les autres sels de cette classe, des propriétés indiquées (§ 307).

393. *Sous-borate de potasse.* Ce sel n'a pas encore été trouvé dans la nature ; on l'a à peine étudié ; on sait qu'il est soluble dans l'eau et sans usages.

Préparation. Premier procédé, § 202.

394. *Sous-carbonate de potasse.* Il est très-répandu dans la nature ; il entre dans la composition des cendres de presque tous les végétaux, particulièrement de ceux qui sont ligneux, soit qu'il existe tout formé dans les plantes, soit qu'il se produise pendant leur incinération ; il fait la base des diverses espèces de potasse du commerce, connues sous les noms de *potasse de Russie, d'Amérique, de Trèves, de Dantzick, des Vosges*, enfin de *potasse perlasse.* Il est solide, d'une couleur blanche ; sa saveur est âcre et caustique ; il verdit le sirop de violette ; il est très-soluble dans

l'eau ; il est même déliquescent ; il décompose le sulfate de magnésie, et en précipite du sous-carbonate de magnésie blanc ; on n'a pas encore pu le faire cristalliser ; il est susceptible d'absorber une assez grande quantité de gaz acide carbonique, qui sature la potasse et lui fait perdre presque toute sa causticité ; il est fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge, et ne se décompose pas à une température élevée ; il est employé dans les laboratoires. La potasse du commerce, dont il fait la majeure partie, a des usages nombreux : on s'en sert dans la fabrication du verre, du savon mou, de l'alun, du salpêtre, du bleu de Prusse, enfin dans l'opération de la lessive. Le sous-carbonate de potasse est regardé par les médecins comme apéritif, diurétique et fondant ; il est utile dans les fièvres quartes avec engorgement des viscères du bas-ventre, dans l'hydropisie passive atonique, principalement quand le malade urine peu ; dans les engorgemens de la rate, du foie ; dans ceux des mamelles, surtout lorsqu'ils sont anciens ; dans les scrophules, le carreau ; dans la goutte et les rhumatismes anciens, etc. On l'administre aux adultes depuis 18, 20 grains, jusqu'à un gros, un gros et demi, dans du vin blanc ou dans d'autres boissons apéritives ; 8, 10 12 gouttes suffisent quand on veut le donner en potion, surtout aux enfans. Pris en dissolution concentrée, il est vénéneux, même à petite dose, propriété qu'il doit à l'excès de potasse qu'il renferme.

Préparation. Dans les laboratoires, on prépare ce sel au moyen du nitre et du tartre (*voyez* pag 395) : alors il est pur. On l'obtient en grand par un autre procédé : on fait brûler les bois jusqu'à ce qu'ils soient réduits en cendres ; on traite celles-ci par l'eau bouillante, qui dissout le sous-carbonate, le sulfate et l'hydro-chlorate de potasse, une certaine quantité de silice, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse ; on évapore la liqueur jusqu'à siccité, et

on chauffe la masse jusqu'au rouge pour détruire quelques matières charbonneuses avec lesquelles elle pourrait être mêlée; on donne au produit le nom de *potasse du commerce*.

396. *Carbonate de potasse.* Ce sel est un produit de l'art; il est sous la forme de prismes tétraèdres rhomboïdaux, incolores, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est faible; il verdit légèrement le sirop de violette; il n'exige que 4 parties d'eau à 15° pour se dissoudre; il est inaltérable à l'air; chauffé à l'état solide, il perd une portion d'acide carbonique; il en perd aussi, mais moins, lorsqu'on chauffe sa dissolution. Il dissout à merveille le sous-carbonate de magnésie, ce qui explique pourquoi il ne précipite pas à froid les dissolutions de magnésie. (*Voyez* § 287.) Il est employé comme réactif. On s'en sert rarement en médecine, et cependant il devrait être préféré au précédent, 1°. parce qu'il jouit des mêmes propriétés médicales à un plus haut degré; 2°. parce qu'étant presque saturé d'acide carbonique, il n'agit point comme caustique. Il a été administré avec succès, ainsi que le précédent, pour prévenir la formation des calculs vésicaux, et même pour dissoudre le gravier. Il est purgatif à la dose de quelques gros.

397. *Préparation.* On l'obtient en faisant passer du gaz acide carbonique à travers une dissolution concentrée de sous-carbonate de potasse. On se sert d'un appareil analogue à celui qui a déjà été décrit. (*Voy.* pl. 9, fig. 57.) On dégage le gaz dans le ballon qui contient des fragmens de marbre (carbonate de chaux), et dans lequel on verse peu à peu de l'acide hydro-chlorique affaibli; l'opération dure plusieurs jours, et elle n'est terminée que lorsqu'il se forme des cristaux dans la dissolution du sous-carbonate. Si l'on veut préparer ce sel en même temps que le carbonate de soude et d'ammoniaque, on doit mettre la

dissolution de sous-carbonate d'ammoniaque dans le dernier flacon, parce qu'une portion de ce sel est entraînée par le gaz.

398. *Phosphate de potasse.* On le trouve dans les graines céréales; sa saveur est salée, un peu douceâtre; il est très-soluble dans l'eau, déliquescent et difficile à faire cristalliser; chauffé jusqu'au rouge, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. Calciné dans un creuset de platine avec de la potasse pure, il devient pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau froide; mais il se dissout dans l'eau bouillante, et se précipite par le refroidissement sous la forme d'une poudre graveleuse. Il n'est pas employé.

399. *Préparation.* On verse dans une dissolution de phosphate acide de chaux un excès de *solutum* de sous-carbonate de potasse; il y a effervescence, dégagement de gaz acide carbonique, formation de phosphate de potasse soluble, et précipitation de *sous-phosphate de chaux.* On filtre la liqueur pour la faire évaporer et cristalliser. Si les eaux-mères sont acides, on les sature par le sous-carbonate de potasse; si elles sont avec excès de potasse, on y verse du phosphate acide de chaux, on filtre et on recommence l'évaporation.

400. *Phosphate acide de potasse.* Ce sel, découvert par M. Vitalis, est constamment le produit de l'art. Il cristallise en prismes à quatre pans égaux, incolores, terminés par des pyramides à quatre faces, correspondantes aux pans du prisme. Il a une saveur très-acide et rougit fortement le tournesol; il est inaltérable à l'air; chauffé dans un creuset, il se fond en un verre clair qui cristallise et qui devient opaque par le refroidissement: alors il ne se dissout plus aussi facilement dans l'eau. La potasse le transforme en phosphate incristallisable. Il est sans usages.

Préparation. (*Voy.* § 202, 1er procédé.)

401. *Phosphite de potasse.* Il est constamment le produit de l'art, très-soluble dans l'eau, très-déliquescent, incristallisable; mais il est insoluble dans l'alcool. Il est sans usages. (Dulong.)

Préparation. (*Voy.* § 214.)

402. *Hypo-phosphite de potasse.* Ce sel ne se trouve pas dans la nature; il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool très-rectifié; il est beaucoup plus déliquescent que le chlorure de calcium (muriate de chaux). Il est sans usages. (Dulong.)

Préparation (*Voy.* § 212.)

403. *Sulfate de potasse*, *sel de duobus*, *sel polychreste de Glazer*, *arcanum duplicatum*, *potasse vitriolée*, etc. On le trouve dans les cendres des végétaux ligneux, dans les mines d'alun de la Tolfa et de Piombino, dans quelques eaux minérales et dans quelques fluides animaux. Il est sous la forme de cristaux blancs, qui sont des prismes courts à six ou à quatre pans, surmontés de pyramides à six ou à quatre faces; sa saveur est légèrement amère. Il est inaltérable à l'air; il fond au-dessus du rouge cerise après avoir décrépité. 16 parties d'eau à 15° dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'il n'en faut que 5 d'eau bouillante. Combiné avec le sulfate acide d'alumine, il forme de l'alun; il sert encore dans la fabrication du salpêtre pour transformer le nitrate de chaux en nitrate de potasse. On l'emploie en médecine, à la dose de deux ou trois gros dissous dans une tisane acidulée, comme purgatif, principalement dans les métastases laiteuses; on le donne aussi quelquefois en lavement, à la dose de six gros ou une once. Il fait partie de la poudre tempérante de Stahl.

404. *Préparation.* On l'obtient par le deuxième procédé (§ 202), ou bien en chauffant jusqu'au rouge le sulfate acide de potasse, qui provient de la décomposition du nitre par l'acide sulfurique. (*Voy.* pag. 225.)

405. *Sulfate acide de potasse* (*sur-sulfate*). Ce sel est le produit de l'art; il a une saveur aigre, piquante; il rougit fortement les couleurs bleues végétales; il cristallise en aiguilles fines et brillantes; chauffé, il entre en fusion, perd une portion d'acide sulfurique et repasse à l'état de sulfate neutre; il est soluble dans 2 parties d'eau froide. Il est sans usages.

Préparation. (*Voy.* pag. 225.)

406. *Sulfite de potasse* (*sel sulfureux de Stahl*). On ne le trouve pas dans la nature; il est sous la forme de petites aiguilles ou lames rhomboïdales, transparentes, blanches, d'une saveur vive, piquante et comme sulfureuse; il s'effleurit à l'air et se transforme rapidement en sulfate, surtout s'il a été préalablement dissous dans l'eau; il n'exige que son poids de ce liquide à la température ordinaire pour se dissoudre. Exposé au feu, il décrépite et perd une portion d'acide sulfureux. Il a été employé pour blanchir la soie et la laine, dont il détruit la couleur jaune; il a l'avantage de ne pas répandre de mauvaise odeur et de ne pas attaquer ces substances. On ne s'en sert plus en médecine.

Préparation. (*Voy.* § 218.)

407. *Iodate de potasse.* On ne le trouve pas dans la nature. Il n'a été obtenu qu'en petits cristaux grenus qui se groupent à-peu-près sous la forme de cubes. Il fuse sur les charbons comme le nitre; chauffé un peu fortement, il se décompose, donne du gaz oxigène, et se transforme en iodure de potassium. Il est inaltérable à l'air. Cent parties d'eau à 14° en dissolvent 7,43. Lorsqu'il est mélangé avec du soufre, il détonne, mais faiblement, par la percussion. La potasse le transforme en sous-iodate cristallisable. (Gay-Lussac.) Il est sans usages.

Préparation. (*Voy.* § 222.)

408. *Chlorate de potasse* (*muriate suroxigéné de po-*

tasse). Ce sel est constamment le produit de l'art; il est sous la forme de lames rhomboïdales, fragiles, brillantes, d'une belle couleur blanche; sa saveur est fraîche, piquante et un peu acerbe. Soumis à l'action du feu, dans une cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé pour recueillir les gaz, il entre en fusion, bout, laisse dégager une très-grande quantité de gaz oxigène, et il ne reste dans la cornue que du *chlorure de potassium*; d'où il suit que l'oxigène obtenu provient à-la-fois de l'acide chlorique et de la potasse. Cent parties de ce sel fournissent 38,88 de ce gaz. Il est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très-humide : dans ce cas, il s'humecte un peu et jaunit. Mis sur les charbons rouges, il en active la flamme en leur cédant de l'oxigène. Dix-huit parties d'eau à 15° dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'il n'en faut que deux et demie d'eau bouillante. On l'emploie, 1°. pour obtenir le gaz oxigène; 2°. les briquets oxigénés, qui ne sont que des allumettes soufrées avec une pâte préparée avec parties égales de ce sel et de soufre et une dissolution de gomme : il suffit de plonger l'extrémité de ces allumettes dans de l'acide sulfurique concentré pour qu'elles prennent feu; 3°. pour faire une poudre fulminante dont on fait usage, comme amorce, dans les armes à feu auxquelles on a ajouté de nouvelles platines : cette poudre se compose de 100 parties de chlorate de potasse, de 55 de nitre (nitrate de potasse), de 33 de soufre, de 17 de bois de bourdaine râpé et passé au tamis de soie, et de 19 de lycopode. Il serait dangereux de substituer le chlorate de potasse au nitre pour préparer la poudre ordinaire, parce que le moindre choc ou le moindre frottement en déterminerait l'inflammation avec une vive explosion. 4°. Enfin, pour obtenir le gaz protoxide de chlore. On l'a proposé comme anti-syphilitique; mais il est aujourd'hui généralement abandonné.

Préparation. (*Voy.* § 224.)

409. *Nitrate de potasse* (*nitre*, *salpêtre*). On trouve ce sel dans la nature : quoique peu abondant, il est disséminé çà et là, ce qui fait qu'on le rencontre souvent ; il existe dans différentes parties de l'Espagne, de l'Amérique, et principalement de l'Inde, à la surface des murs humides et dans les lieux bas, obscurs et exposés aux émanations des animaux, tels que le sol des écuries, les bergeries, etc. Suivant l'abbé Fortis, il se trouve dans la pierre calcaire des grottes del Pulo de Molfeta. Il entre dans la composition de plusieurs plantes appelées *nitreuses :* telles sont la bourrache, la buglose, la ciguë, la pariétaire, etc.

Le nitrate de potasse purifié est blanc, inodore; sa saveur, fraîche, piquante, finit par laisser un arrière-goût amer. Il cristallise en prismes à six pans terminés tantôt par des sommets dièdres, tantôt par des pyramides hexaèdres, ou en octaèdres cunéiformes. Ces cristaux, demi-transparens, offrent souvent des cannelures. Il est inaltérable à l'air. Lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion bien avant de rougir : on a donné à cette masse fondue et refroidie le nom de *cristal minéral* et de *sel de prunelle.* Si la température à laquelle il est soumis est plus élevée, il se transforme d'abord en nitrite, en perdant du gaz oxigène, puis se décompose complètement, et donne du gaz oxigène, du gaz azote et de la potasse. Cinq parties d'eau à 15° dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'une partie d'eau bouillante peut en dissoudre 4 parties. Il active singulièrement la flamme de divers corps avides d'oxigène, comme nous l'avons dit en parlant des nitrates.

Usages. On se sert du nitre pour obtenir les acides nitrique et sulfurique, et plusieurs préparations antimoniales employées en médecine, telles que l'antimoine diaphorétique, le fondant de Rotrou, etc.; pour préparer le

flux blanc et le flux noir (mélange de nitre et de tartre); on l'emploie encore dans l'analyse de quelques mines; enfin il sert à faire la poudre. Il est regardé par les médecins, lorsqu'il est étendu de beaucoup d'eau, comme un très-bon rafraîchissant et diurétique. On l'emploie avec succès dans les fièvres ardentes, dans les fièvres intermittentes, principalement dans les vernales, dans certains cas d'ictère, dans la deuxième période des inflammations aiguës et intenses des voies urinaires, dans les commencemens des gonorrhées bénignes, etc. On le fait prendre ordinairement depuis 6, 10, 15, 20, 30 grains, jusqu'à un gros, dans une pinte de petit-lait, de chicorée, d'oseille, etc.; quelquefois aussi, dans les fièvres aiguës, on donne quatre ou cinq fois par jour un bol composé de deux grains de nitre et de quatre grains de camphre. Le cristal minéral est quelquefois substitué au nitre dans ces sortes de prescriptions. Nous pensons qu'il est très-imprudent d'administrer le nitre à la dose de plusieurs gros à-la-fois, dissous dans peu de véhicule; des expériences faites sur les animaux et plusieurs observations cliniques ont mis hors de doute les propriétés vénéneuses de ce sel; il produit alors des évacuations par haut et par bas; il agit puissamment sur le système nerveux en déterminant la paralysie, des convulsions, et l'inflammation des tissus du canal digestif. (*Voyez* ma *Toxicologie générale.*)

410. *Préparation.* Les opérations que l'on pratique pour extraire le nitre varient suivant la nature du terrain qui le fournit : si le sel s'y trouve en très-grande quantité, on traite la terre par l'eau, et on fait évaporer la dissolution saline pour obtenir des cristaux de nitre : ce procédé est mis en usage dans l'Inde. Si, comme il arrive plus ordinairement, le terrain renferme peu de nitrate de potasse et beaucoup de nitrate de chaux et de magnésie, on trans-

forme ces deux sels en nitrate de potasse, afin de s'en procurer une plus grande quantité.

On donne le nom de *plâtras* à des substances pierreuses provenant de la démolition des vieux bâtimens, et douées d'une saveur fraîche, âcre et piquante : c'est dans ces plâtras que l'on trouve les nitrates de potasse, de chaux et de magnésie dont nous venons de parler; ils renferment en outre des hydro-chlorates de chaux, de magnésie et de soude ; les plus riches en nitrates sont ceux que l'on trouve à la partie inférieure des bâtimens : ils n'en contiennent guère que cinq pour cent de leur poids. Les analyses qui en ont été faites prouvent que les sels qu'ils renferment sont dans le rapport suivant :

	Parties.
Nitrate de potasse	10
Nitrates de chaux et de magnésie	70
Hydro-chlorates de chaux et de magnésie	5
Hydro-chlorate de soude	15
	100.

Lixiviation. On dispose, à côté les uns des autres et sur trois rangs, trente-six tonneaux percés, près de leur partie inférieure et latérale, d'un trou d'un demi-pouce de diamètre, que l'on peut fermer à volonté au moyen d'un robinet ou d'une cheville; on introduit dans chacun de ces tonneaux un sceau de plâtras en petits fragmens, que l'on a soin de maintenir, à l'aide d'une douve, à une certaine distance du trou, qui serait obstrué sans cette précaution; on met par-dessus un boisseau de cendres (1), et on achève de les remplir avec de la poudre de plâtras passée à travers une claie. On verse de l'eau dans les tonneaux de

(1) Nous avons déjà dit que les cendres contiennent du sous-carbonate, du sulfate et de l'hydro-chlorate de potasse solubles.

la première bande ou du premier rang ; on la laisse pendant quelques heures, puis on la fait écouler en ouvrant le robinet : cette eau contient une certaine quantité de sels en dissolution, et porte le nom d'*eau de cuite ;* on la met à part. Il est évident que le plâtras n'est pas complètement épuisé par cette première lixiviation : on le traite de la même manière par une nouvelle quantité d'eau, qui dissout encore des sels, mais en moindre quantité ; on laisse écouler le liquide, et on remet de l'eau sur le résidu pour l'épuiser complètement. Ces deux dernières eaux de lavage, moins chargées que l'*eau de cuite*, sont ensuite versées successivement sur la seconde bande de tonneaux, où elles se saturent ; on agit sur cette bande comme sur la première, et l'on en fait autant sur la troisième ; en sorte qu'au bout d'un certain temps, le plâtras contenu dans les divers tonneaux se trouve privé des sels solubles, et l'on a obtenu une très-grande quantité d'*eau de cuite :* cette eau marque plus de 5° à l'aréomètre de Beaumé.

Evaporation. On fait évaporer les eaux de cuite dans une chaudière de cuivre jusqu'à ce qu'elles marquent 25° à l'aréomètre de Beaumé ; pendant l'évaporation, il se forme des écumes que l'on sépare, et un dépôt boueux qui se ramasse dans un chaudron placé au fond de la chaudière, et que l'on peut enlever de temps en temps au moyen d'une corde.

Décomposition. On verse dans la liqueur évaporée du sulfate de potasse, qui transforme le nitrate et l'hydrochlorate de chaux en *nitrate* et en hydro-chlorate de potasse solubles, et en sulfate de chaux presqu'insoluble ; on y ajoute un excès de dissolution concentrée de potasse du commerce, qui précipite la magnésie du nitrate et de l'hydro-chlorate, ainsi que les dernières portions de chaux, si la totalité des sels calcaires n'a pas été décom-

posée par le sulfate de potasse; en sorte que la dissolution renferme alors ; 1°. le nitrate de potasse qui se trouvait dans le plâtras, et celui qui provient de la décomposition du nitrate de chaux et de magnésie ; 2°. l'hydro-chlorate de potasse formé aux dépens de l'hydro-chlorate de chaux et de magnésie; 3°. l'hydro-chlorate de soude faisant partie du plâtras ; 4°. un peu de sulfate de chaux; 5°. une petite quantité de sels de chaux et de magnésie non décomposés, On met cette dissolution toute chaude dans des cuviers appelés *réservoirs*, et on la tire à clair au moyen de robinets adaptés aux cuviers; on lave le dépôt, et on réunit les eaux de lavage à la dissolution que l'on reçoit dans une chaudière; on procède de nouveau à l'évaporation : la petite quantité de sulfate de chaux et une assez grande quantité de l'hydro-chlorate de soude se déposent ; on les enlève avec des écumoires, et on les laisse égoutter dans des paniers d'osier placés au-dessus de la chaudière. Lorsque la liqueur marque 42° à l'aréomètre, on la met dans des vases de cuivre, où elle cristallise par le refroidissement; on décante l'eau-mère, on lave le sel avec de l'eau de cuite, on le fait égoutter, et on le livre dans le commerce sous le nom de *salpêtre brut*, *nitre de première cuite:* il est formé d'environ 75 parties de nitrate de potasse et de 25 parties d'un mélange de beaucoup d'hydro-chlorate de soude, d'une petite quantité d'hydro-chlorate de potasse, et de sels de chaux et de magnésie *déliquescens*.

Raffinage du salpêtre. On fait bouillir dans une chaudière 30 parties de nitre brut avec 6 parties d'eau ; le nitrate de potasse et les sels déliquescens, beaucoup plus solubles que les hydro-chlorates de soude et de potasse, se dissolvent, tandis que ceux-ci restent presqu'en totalité au fond de la chaudière; on les enlève; on ajoute 4 parties d'eau à la dissolution ; on clarifie la liqueur par la colle, et on la met, lorsqu'elle est encore chaude, dans de grands

bassins en cuivre peu profonds ; on l'agite pour hâter le refroidissement et la cristallisation : on obtient par ce moyen une poudre cristalline formée de nitre et d'une petite quantité des autres sels. Pour achever la purification de ces cristaux, on les met en contact avec des eaux chargées de nitrate de potasse et avec de l'eau ordinaire, qui dissolvent presque la totalité des sels étrangers et n'agissent point sur le nitre, en sorte qu'il suffit de laisser écouler la solution pour avoir le nitre *du commerce*, que l'on fait sécher.

De la Poudre.

On connaît plusieurs espèces de poudre, celle de guerre, de chasse, de mine, de fusion, etc. ; elles doivent toutes être considérées comme des mélanges de nitre, de soufre et de charbon, dans des proportions diverses : voici ces proportions.

	Poudre de guerre.	Poudre de chasse.	Poudre de mine.
Salpêtre.....	75,0	78	65.
Charbon.....	12,5	12	15.
Soufre.....	15,5	10	20.

411. Après avoir fait choix de nitre pur non déliquescent, de soufre qui a été distillé, et de charbon sec, sonore, léger et récent, comme celui de bourdaine, de peuplier, de tilleul, de marronnier, de sapin, etc., on en pèse les quantités nécessaires et on les tamise ; alors on procède aux diverses opérations. 1°. *Mélange.* Il se pratique dans un atelier qui porte le nom de *moulin à pilon*, et qui offre plusieurs mortiers dans lesquels on humecte d'abord également le charbon : on introduit ensuite le salpêtre et le soufre, et on ajoute une certaine quantité d'eau qui s'oppose à la volatilisation des matières pulvérisées ; on remue le tout avec le main, et on procède au battage au moyen de pilons que l'on met en mouvement par un

courant d'eau. M. Proust pense que le charbon de chenevotte doit être préféré aux autres espèces, parce qu'il est moins cher, et qu'il se mêle plus facilement avec le nitre et le soufre. 2°. *Grenage.* Lorsque la poudre a subi l'opération que l'on appelle *rechange*, qu'elle a été battue pendant quatorze heures environ (suivant M. Proust, deux heures de battage suffisent), et qu'elle est sous la forme d'une pâte humide, on la grène; on la fait sécher pendant un jour ou deux, et on la fait passer successivement dans deux tamis de peau, dont le premier est appelé *guillaume* et le second *grenoir* : celui-ci offre des trous dont le diamètre est égal à celui des grains de poudre que l'on cherche à obtenir; enfin, on la fait passer dans un troisième tamis appelé *égalisoir*, et même dans un quatrième : ces tamis ne livrent passage qu'au poussier et au fin grain. 4°. *Séchage.* On étend une couche de poudre d'une certaine épaisseur sur des toiles placées dans une chambre dont la température est à 50 ou 60°, et dans laquelle on fait arriver de l'air. La poudre de mine n'est soumise à aucune autre opération : il n'en est pas de même de celle de chasse et de guerre. 5°. *Epoussetage.* On fait passer la poudre ainsi desséchée à travers un tamis de crin très-fin pour la débarrasser du poussier qui s'est formé pendant la dessiccation. Ici se bornent les manipulations propres à fournir la poudre de guerre. Il n'en est pas de même de la poudre de chasse. 6°. *Lissage.* Avant d'être lissée, cette poudre, qui n'a été que grenée, est soumise à une dessiccation superficielle en l'exposant pendant une heure au soleil; on l'époussète, puis on la place dans des tonnes qui tournent sur leur axe, et qui sont mises en mouvement par un courant d'eau. Ces tonnes offrent à leur intérieur quatre barres carrées qui servent à augmenter les frottemens du grain.

412. Que se passe-t-il dans la détonnation de la pou-

dre ?.... Lorsque sa température est assez élevée, l'acide nitrique du nitrate de potasse est décomposé par le charbon et par le soufre, qui lui enlèvent une plus ou moins grande quantité d'oxigène, le transforment en gaz deutoxide d'azote et en gaz azote, et donnent naissance à du gaz acide carbonique, à du gaz acide sulfureux et à de l'acide sulfurique : les deux premiers de ces acides passent presqu'en totalité à l'état de gaz ; le dernier se combine au contraire avec la potasse qui résulte de la décomposition du nitrate de potasse ; enfin, l'eau de cristallisation du nitre se réduit en vapeur, et une portion du sulfate de potasse produit est transformé en sulfure solide par le charbon. Quelquefois, suivant M. Thenard, il se forme d'autres produits, tels que du gaz hydrogène carboné et sulfuré, du gaz acide nitreux, du gaz oxide de carbone, de l'hypo-nitrite et du prussiate de potasse. C'est à la rapidité avec laquelle ces substances solides passent à l'état de gaz, et par conséquent à leur augmentation de volume, qu'il faut attribuer la force avec laquelle la poudre lance le mobile.

413. Lorsqu'on fait un mélange de trois parties de nitrate de potasse, deux parties de sous-carbonate de la même base (potasse du commerce), et une partie de soufre, on obtient une espèce de *poudre fulminante*, qu'il suffit de faire chauffer pendant quelques minutes dans une cuiller à projection pour faire détonner : cette explosion est due principalement au dégagement subit du gaz azote, du gaz oxide d'azote, du gaz acide carbonique et de la vapeur de l'eau, produits dont on concevra la formation en se rappelant la théorie que nous venons de donner.

414. Si on fait un mélange de 3 parties de nitrate de potasse, d'une partie de soufre et d'une partie de sciure de bois, on obtient la *poudre de fusion*, ainsi appelée, parce qu'il suffit d'en recouvrir un morceau de cuivre et de la

mettre en contact avec un corps enflammé, pour que le métal soit fondu dans le même instant. Il y a, dans cette expérience, dégagement de beaucoup de chaleur, production de flamme et formation de sulfure de cuivre (soufre + cuivre), plus fusible que le métal.

415. *Hypo-nitrite de potasse.* Il est constamment le produit de l'art; on le connaît à peine; il est soluble dans l'eau et sans usages.

416. *Préparation.* On décompose l'hypo-nitrite neutre de plomb par le sulfate de potasse; il se forme du sulfate de plomb insoluble, et de l'hypo-nitrite de potasse soluble.

417. *Hydro-chlorate de potasse* (sel fébrifuge de Sylvius, muriate de potasse). Il se trouve dans quelques liqueurs animales, dans les cendres de plusieurs végétaux et dans quelques eaux minérales. Il cristallise en prismes à quatre pans, d'une saveur piquante, amère, peu altérables à l'air; ils décrépitent au feu, fondent si on les chauffe assez fortement, et se transforment en chlorure de potassium. Trois parties d'eau froide dissolvent une partie de ce sel, tandis qu'il n'en faut pas même deux d'eau bouillante. On l'a employé comme fondant dans la fabrication du verre; il a été regardé, pendant long-temps, comme apéritif, digestif, désobstruant, etc.; mais il est presque entièrement abandonné aujourd'hui.

Préparation. (*Voy.* § 230.)

418. *Hydriodate de potasse.* Ce sel est constamment un produit de l'art; il est toujours liquide, et lorsqu'on l'évapore, il donne des cristaux qui, étant desséchés, ne sont que de l'iodure de potassium (Gay-Lussac). Ces cristaux se fondent aisément et se volatilisent à la température rouge; ils sont déliquescens; 100 parties d'eau à 18° en dissolvent 143 parties. Cet hydriodate et cet iodure sont sans usages.

Préparation. On verse une dissolution de potasse sur de l'iode ; il se forme de l'hydriodate et de l'iodate de potasse que l'on sépare par l'alcool. (*Voyez* § 222. *Préparation des iodates.*) On fait chauffer l'hydriodate qui reste en dissolution, pour volatiliser l'alcool avec lequel il est mêlé.

419. *Hydro-sulfate de potasse.* On ne trouve jamais ce sel dans la nature. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, doués d'une saveur âcre et amère. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme, d'après des expériences récentes faites par M. Vauquelin, en eau et en foie de soufre, produit qui, comme nous l'avons dit, peut être considéré comme du sulfure de potassium, ou comme de l'oxide de potassium sulfuré. Cet hydro-sulfate se dissout très-bien dans l'eau ; sa dissolution perd, par l'action de la chaleur, une partie de l'acide hydro-sulfurique, et se transforme en sous-hydro-sulfate ; exposée à l'air, elle jaunit, se décompose, absorbe l'oxigène, et passe d'abord à l'état d'hydro-sulfate sulfuré jaune, puis à l'état d'hypo-sulfite incolore, et il se dépose du soufre. Les cristaux d'hydro-sulfate de potasse, exposés à l'air, éprouvent à leur surface une altération analogue, mais avec beaucoup de lenteur. Ce sel est un réactif précieux pour distinguer les unes des autres diverses dissolutions métalliques.

Préparation. (*Voy.* § 235.)

420. *Hydro-phtorate de potasse* (fluate). Il est constamment le produit de l'art ; il est déliquescent, excessivement soluble dans l'eau, doué d'une saveur piquante, et ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté ; fondu dans un creuset de platine, il se transforme en *phtorure* de potassium ; il est sans usages.

Du Sodium.

421. Le sodium ne se trouve pas dans la nature à l'état de pureté; il fait partie de quelques sels de soude que l'on rencontre assez abondamment.

Il jouit des mêmes propriétés physiques que le potassium, excepté que sa couleur ressemble à celle du plomb, et que sa pesanteur spécifique est de 0,972. Il fond à la *température* de 90°. On ignore s'il est volatil; il a fort peu d'action sur le gaz *oxigène* à froid; mais si on élève la température, il fond, absorbe ce gaz avec dégagement de calorique et de lumière, et passe à l'état de tritoxide jaune : son action sur l'*air* est la même que celle qu'exerce le potassium, mais elle est moins vive; il faut, pour la constater, l'agiter dans un têt que l'on a fait chauffer; en outre, le deuto-carbonate de sodium qui se produit est efflorescent, tandis que celui de potassium est déliquescent. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ne se combinent pas avec le sodium. Le *phosphore* et le *soufre* agissent sur lui comme sur le potassium.

Le *phosphure de sodium* est formé de 200 parties de métal et de 100 de phosphore, si on le considère comme étant composé d'un atome de sodium, qui pèse 3, et d'un atome de phosphore, dont le poids est 1,5. Le *sulfure de sodium* paraît formé d'un atome de soufre et d'un atome de sodium, ou de 100 de soufre et de 150 de sodium.

Lorsqu'on élève la température du sodium, et qu'on le met en contact avec du *chlore* gazeux, il s'en empare, passe à l'état de *chlorure*, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Le *chlorure* (muriate de soude fondu) est solide, blanc, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge, et très-sapide; une partie d'eau à 15° peut en dissoudre deux parties et demie; il est presque aussi soluble

à chaud qu'à froid ; ainsi dissous, il est transformé en hydro-chlorate, suivant quelques chimistes, tandis que d'autres pensent qu'il n'a point changé d'état. (Voyez *Chlorures*, § 183.) Il paraît formé d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, et d'un atome de sodium, qui pèse 3, ou de 150 parties de chlore et de 100 de métal.

L'*azote* agit sur le sodium comme sur le potassium. Il en est de même de l'*eau*, excepté que la chaleur développée par le *sodium* n'est pas assez considérable pour déterminer l'inflammation du gaz hydrogène qui se dégage dans l'air, comme cela a lieu pour le potassium. Le sodium décompose, à une température élevée, les *oxides de carbone*, de *phosphore*, et le *protoxide d'azote*, et s'empare de leur oxigène. Il n'agit point sur le *deutoxide d'azote* à la chaleur de la lampe; il est à-peu-près certain qu'il doit le décomposer à une température plus élevée. Il se comporte avec les *acides* précédemment étudiés comme le potassium. Il agit de même sur les gaz hydrogène carboné et phosphoré. Le gaz ammoniac exerce sur lui la même action que sur le potassium; mais il est absorbé et décomposé en plus grande quantité.

On ignore comment le sodium se comporte avec le *calcium*; le *strontium* et le *barium*. Chauffé avec du *potassium* dans une capsule contenant de l'huile de naphte, il donne un alliage qui est toujours plus fusible que le sodium, et qui, suivant les proportions des métaux qui le composent, peut être liquide à 0° et plus léger que l'huile de naphte. Cet alliage, exposé à l'air, en attire l'oxigène; mais le potassium absorbe beaucoup plus rapidement ce gaz que le sodium, en sorte que l'on peut mettre cette propriété à profit pour débarrasser le sodium d'une petite quantité de potassium qu'il contient quelquefois. Le *sodium* a été découvert par M. Davy; il a les mêmes usages que le potassium.

Poids de l'atome de sodium. Le terme moyen des analyses du deutoxide de sodium faites jusqu'à ce jour, donne 100 parties de métal et 33,33 d'oxigène : si on suppose cet oxide formé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome d'oxigène pesant 1, celui de sodium sera de 3.

Préparation. On l'obtient comme le potassium, § 376 *bis* : nous devons seulement faire remarquer que la décomposition de la soude pure est plus difficile que celle de la soude contenant un ou deux centièmes de potasse ; mais alors on obtient du sodium un peu potassié. Il suffit de mettre cet alliage sous forme de plaques dans de l'huile de naphte, et de renouveler de temps en temps l'air du vase : le potassium absorbe l'oxigène très-facilement, et le sodium reste pur. (MM. Gay-Lussac et Thenard.)

Des Oxides de Sodium.

On connaît trois oxides de sodium.

422. *Protoxide de sodium* (1). Son histoire est la même que celle du protoxide de potassium, excepté que lorsqu'il est exposé à l'air, il se transforme en deuto-carbonate de sodium efflorescent, tandis que celui de potassium est déliquescent : il contient plus d'oxigène que le protoxide de potassium ; il est sans usages. *Préparation.* La même que celle du protoxide de potassium. *Voyez* § 378.

423. *Deutoxide de sodium sec.* Il entre dans la composition de plusieurs sels que l'on trouve dans la nature, mais il n'y existe jamais pur. Ses propriétés physiques, son action sur les fluides impondérables et sur les corps simples non métalliques, ne diffèrent pas de celles du deutoxide de potassium sec. Exposé à l'air, il s'empare de l'humidité et de

(1) Il est regardé par quelques chimistes comme un mélange de sodium et de deutoxide.

l'acide carbonique, et passe à l'état de deuto-carbonate de sodium qui ne tarde pas à s'effleurir. Il absorbe l'eau avec dégagement de calorique, et se transforme en hydrate de deutoxide de sodium (soude).

Composition. Le deutoxide de sodium paraît formé d'un atome de sodium, qui pèse 3, et d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, ou de 100 de métal et de 33,33 d'oxigène: par conséquent le poids de l'atome de deutoxide est de 4.

Préparation. La même que celle du deutoxide de potassium (page 376).

424. *Soude.* Les propriétés physiques de la soude ne diffèrent pas de celles de la potasse: elle se comporte aussi de la même manière avec les agens pondérables ou impondérables précédemment étudiés, excepté que le sous-carbonate de soude formé par l'exposition de la soude à l'air est efflorescent, tandis que celui de potasse est déliquescent. On ne l'emploie que dans les laboratoires, comme réactif.

Composition. En supposant la soude formée d'un atome de deutoxide de sodium, qui pèse 4, et d'un atome d'eau, dont le poids est de 1,125, on le trouvera composé de 100 parties de deutoxide et de 28 parties d'eau.

Préparation. On agit sur le sous-carbonate de soude du commerce comme sur celui de potasse lorsqu'on veut préparer la potasse. (*Voyez* page 380.)

425. *Peroxide de sodium.* Son histoire est la même que celle du peroxide de potassium.

Composition. En admettant, avec M. Thomson, qu'il est formé de 2 atomes de sodium et de 3 atomes d'oxigène, il sera composé de 100 parties de sodium et de 50 d'oxigène.

Des Sels de Soude.

Le sodium ne peut former des sels avec des acides qu'autant qu'il est oxidé au deuxième degré ; s'il l'est moins, il doit absorber de l'oxigène pour pouvoir se combiner avec eux ; il doit, au contraire, en perdre s'il l'est davantage.

426. Tous les sels de soude sont solubles dans l'eau ; ils ne dégagent point d'ammoniaque lorsqu'on les triture avec les oxides de la deuxième section ; ils ne sont point précipités par les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, ni par l'hydro-chlorate de platine ; ils ne se troublent point et ne donnent point d'alun lorsqu'on agite leurs dissolutions concentrées avec du sulfate d'alumine : ces deux derniers caractères établissent une grande différence entre ces sels et ceux de potasse. Ils jouissent, d'ailleurs, comme tous les autres sels de cette section, des propriétés indiquées § 307.

427. *Sous-borate de soude* (borax). Ce sel se trouve dans la province de Potosi au Pérou, dans plusieurs lacs de l'Inde, dans l'île de Ceylan, dans la Tartarie méridionale, en Transylvanie, en basse Saxe, etc. Lorsqu'il a été purifié, il se présente sous la forme de prismes hexaèdres comprimés et terminés par des pyramides trièdres, incolores et translucides, verdissant le sirop de violette (1), doués d'une saveur styptique, alcaline, légèrement effio-

(1) M. Meyrac a prouvé que lorsqu'on verse de l'eau dans une dissolution concentrée de borate de soude, de potasse ou d'ammoniaque, avec excès d'acide, et par conséquent rougissant l'*infusum* de tournesol, on la transforme en sous-borate, qui, loin de rougir le tournesol, verdit le sirop de violette.

rescens à l'air et solubles dans l'eau. Deux parties d'eau bouillante en dissolvent une de ce sel, tandis qu'il en faut sept ou huit d'eau froide. Chauffé dans un creuset, le borax éprouve d'abord la fusion aqueuse, se dessèche et fond de nouveau si la température est de 300° (fusion ignée) : alors il est sous la forme d'un verre limpide qui devient opaque à l'air. Ce phénomène paraît dépendre de ce qu'il absorbe l'humidité. On se sert du borax, 1°. dans l'analyse des oxides métalliques ; il se combine avec la plupart d'entre eux, en facilite la fusion, et se colore souvent en bleu, en vert, en violet, etc., suivant la nature de l'oxide, ce qui sert à les distinguer, comme nous le dirons par la suite ; 2°. pour souder les métaux : en effet, les deux bouts d'un métal ne sauraient être soudés s'ils étaient oxidés, ou si la soudure qui sert à les réunir, en facilitant leur fusion, l'était aussi : or, le borax que l'on met en contact avec l'alliage fusible qui constitue la soudure s'oppose à l'oxidation des métaux en les enveloppant, et même s'empare des oxides qui peuvent ternir leur surface ; 3°. dans les laboratoires, on l'emploie pour préparer l'acide borique, les borates, et, suivant M. Doebereiner, le *bore*. Le borax, employé autrefois en médecine comme fondant dans les engorgemens de la matrice, dans la suppression des règles, etc., n'est plus administré à l'intérieur. Il entre dans la composition des gargarismes détersifs, principalement du *linctus ad aphtas*, composé d'une once de sirop de mûres et d'un gros de borax. On emploie aussi quelquefois sa dissolution pour toucher les ulcères rongeans, les verrues, les condylômes. On peut s'en servir pour rendre la crême de tartre soluble.

Préparation. On trouve dans le commerce du borax appelé *tinckal*, qui vient de l'Inde, et qui paraît avoir été extrait du fond de certains lacs : il est coloré en gris jaunâtre par une matière savonneuse, composée d'une sub-

stance grasse et d'une portion de soude du sel : il contient en outre du sulfate et de l'hydro-chlorate de soude; on le purifie en le lavant à plusieurs reprises avec de l'eau, et avec ce même liquide auquel on a ajouté un $\frac{1}{400}$ de chaux éteinte par l'eau; le tinckal, ainsi débarrassé d'une partie de la matière savonneuse, est dissous dans deux parties et demie d'eau et mêlé avec un kilogramme d'hydro-chlorate de chaux par quintal. Ce sel jouit de la propriété de décomposer les dernières portions de savon et de précipiter la matière grasse : on filtre et on chauffe la dissolution de borax jusqu'au degré convenable pour la faire cristalliser; alors on la laisse refroidir lentement dans des vases coniques de bois blanc ou de plomb. On le purifie en le faisant fondre dans un creuset : la matière colorante se détruit et le sel se vitrifie; on le fait dissoudre dans l'eau bouillante et il cristallise par le refroidissement; on évapore les eaux-mères pour avoir tout le borax qu'elles renferment.

428. *Sous-carbonate de soude.* Presque toutes les cendres des plantes qui croissent sur les bords de la mer, et particulièrement le *salsola soda* de L., contiennent ce sel; il entre pour beaucoup dans la composition du *natron*, produit salin que l'on trouve dans quelques lacs d'Egypte, de Hongrie, etc.; il constitue presque à lui seul l'*urao*, matière très-abondante qui se trouve dans les eaux d'un lac de l'Amérique du sud (province de Maracaybo); on le rencontre effleuri sur les murs de plusieurs souterrains; enfin il existe dans quelques eaux minérales. Il est solide, d'une couleur blanche; sa saveur est âcre, légèrement caustique; il verdit le sirop de violette; convenablement évaporé, il fournit des cristaux qui sont des prismes rhomboïdaux, ou des pyramides quadrangulaires appliquées base à base et à sommet tronqué. Exposés à l'air, ces cristaux s'effleurissent; chauffés dans un creuset, ils éprou-

vent successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée sans se décomposer, à moins qu'on ne les mette en contact avec de la vapeur aqueuse. Deux parties d'eau à 10° suffisent pour en dissoudre une partie ; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus ; à une température élevée, le phosphore le décompose, s'empare de l'oxigène de l'acide carbonique, passe successivement à l'état d'acide phosphorique et de phosphate de soude, et le charbon est mis à nu. Il est susceptible d'absorber une assez grande quantité de gaz acide carbonique qui sature la soude, et lui fait perdre presque toute sa causticité. On ne l'emploie que dans les laboratoires et en médecine ; mais les diverses soudes d'Alicante, de Carthagène, de Malaga, de Narbonne (salicor), d'Aigue-mortes (blanquette), de Normandie (varec), et celles que l'on prépare artificiellement, le contiennent en plus ou moins grande quantité, et ont des usages nombreux. On se sert de ces soudes dans la fabrication du savon dur, du verre, pour couler les lessives, et pour diverses opérations de teinture ; on emploie particulièrement la soude de varec pour préparer l'*iode*. Le sous-carbonate de soude est administré en médecine dans les mêmes circonstances que le sous-carbonate de potasse ; mais on le donne ordinairement à l'état solide avec des extraits, à la dose de 6, 8, 10 ou 12 grains par jour.

Préparation. On prépare ce sel avec la *soude artificielle*, qui est formée de soude caustique, de sous-carbonate de soude, de sulfure de chaux avec excès de chaux et de charbon. Après l'avoir réduite en poudre, on la traite par l'eau froide, qui ne dissout que le sous-carbonate de soude ; on décante la liqueur, on l'évapore jusqu'à siccité, et on la laisse à l'air pendant dix, douze ou quinze jours. La soude caustique se combine avec l'acide carbonique, et s'effleurit ; à cette époque, on la fait dissoudre dans l'eau, et on évapore la

dissolution pour en obtenir des cristaux. *Préparation de la soude artificielle.* On introduit dans un four dont la température est au-dessus du rouge cerise, un mélange pulvérulent fait avec 18 parties de sulfate de soude sec, 18 parties de craie (carbonate de chaux) et 11 parties de charbon de bois : lorsque ce mélange est pâteux, on le pétrit avec un ringard, et on le retire du four. Le charbon décompose l'acide sulfurique, lui enlève son oxigène et passe à l'état d'acide carbonique ; la chaux s'empare du soufre provenant de la décomposition de l'acide sulfurique, et la soude s'unit avec une portion d'acide carbonique. *Extraction de la soude des plantes marines.* On fait brûler ces plantes, comme nous l'avons dit en parlant de la potasse du commerce, et l'on obtient une masse saline composée de sous-carbonate, de sulfate, d'hydro-chlorate de soude, d'alumine, de silice, d'oxide de fer, de charbon, et quelquefois de sulfate et d'hydro-chlorate de potasse. Le *natron* s'obtient par l'évaporation spontanée des eaux qui le tiennent en dissolution, et qui constituent des lacs.

429. *Carbonate de soude.* L'histoire et la préparation de ce sel ne diffèrent point de celles du carbonate de potasse (*Voyez* § 396.)

430. *Sous-phosphate de soude* (sel microscomique ou fusible, sel admirable perlé). Ce sel se trouve dans l'urine, dans le sérum du sang, et dans quelques autres matières animales. Il cristallise en rhomboïdes oblongs, ou en prismes rhomboïdaux, ou en petites lames brillantes et nacrées ; il est blanc, doué d'une faible saveur salée, nullement amère ; il verdit le sirop de violette ; il s'effleurit rapidement à l'air, et se dissout très-bien dans l'eau. Trois parties de ce liquide en dissolvent une partie à la température ordinaire ; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus. Les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique s'emparent d'une portion de la soude qu'il renferme, et le transfor-

ment en phosphate acide de soude. Chauffé dans un creuset, il éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée, et donne un verre opaque et laiteux. Il est employé dans les laboratoires pour préparer les divers phosphates insolubles, et en médecine comme purgatif; on l'administre ordinairement à la dose d'une ou de deux onces dans une pinte de bouillon aux herbes : cette boison purge très-bien, et n'est point désagréable.

Préparation. On l'obtient comme le phosphate de potasse. *(Voyez* § 399.*)*

431. *Phosphate acide de soude* (acide *perlé* de Bergman, acide *ourétique* de Morveau). Il est le produit de l'art. On peut l'obtenir en écailles fines, semblables à l'acide borique hydraté ; il est plus soluble que le précédent, et cristallise moins facilement. Il n'a point d'usages.

Préparation. (Voyez § 202, 1er procédé.*)*

432. *Phosphite de soude.* Il est constamment le produit de l'art, très-soluble dans l'eau, et cristallise en rhomboïdes voisins du cube. Il est sans usages. (Dulong.)

Préparation. (Voyez § 214.*)*

433. *Hypo-phosphite de soude.* Son histoire est la même que celle de l'hypo-phosphite de potasse, excepté qu'il est moins déliquescent.

Préparation. (Voyez § 212.*)*

434. *Sulfate de soude* (sel de Glauber, sel admirable, soude vitriolée, alcali minéral vitriolé). On rencontre ce sel dans certaines eaux de source, par exemple, à Dieuze, à Château-Salin, etc., dans les cendres des plantes marines, enfin, combiné avec le sulfate de chaux, en Espagne. Il est sous la forme de prismes à six pans cannelés, terminés par un sommet dièdre, transparens, excessivement diaphanes, d'une belle couleur blanche, doués d'une saveur amère, fraîche, salée, efflorescens et très-solubles dans l'eau. Trois parties de ce liquide à 15° dissolvent une partie de ce

sel, tandis que l'eau bouillante en dissout un peu plus que son poids : d'où il résulte qu'il doit se former des cristaux par le refroidissement de la liqueur. Cependant si la dissolution, ainsi saturée et bouillante, est enfermée dans un tube de verre d'où l'on ait chassé l'air, elle ne cristallise plus, lors même qu'elle est agitée ; mais il suffit d'y faire entrer une bulle d'air ou d'un gaz quelconque pour que la cristallisation ait lieu ; on ignore quelle peut être la cause de ce phénomène. Chauffé dans un creuset, le sulfate de soude éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée; si on le refroidit après l'avoir fondu, il a l'aspect d'un émail. On l'emploie pour préparer la soude artificielle, et, suivant Gehlen, on peut s'en servir avec avantage dans la fabrication du verre. On l'administre en médecine comme purgatif, à la dose d'une once ou d'une once et demie, dans trois verres de bouillon aux herbes ou d'une autre tisane ; il est très-usité, comme apéritif et fondant, dans les maladies cutanées, dans les jaunisses de longue durée, etc.

Préparation. On prépare le sulfate de *soude* en décomposant l'hydro-chlorate de soude (sel commun) par l'acide sulfurique ; mais comme le sulfate qui en résulte contient souvent du sulfate de fer et du sulfate de manganèse, on le fait rougir dans un creuset pour décomposer ces deux sels ; on traite la masse par l'eau, qui ne dissout que le sulfate de soude pur. On le prépare aussi, mais en petite quantité, en faisant évaporer les eaux de source qui le renferment; on traite la masse solide par l'eau bouillante, et le sulfate de soude cristallise par refroidissement.

435. *Sulfite de soude.* Ce sel est un produit de l'art ; on l'obtient cristallisé en prismes transparens à quatre ou à six pans, plus larges les uns que les autres, terminés par un sommet dièdre, d'une saveur fraîche et sulfureuse, efflo-

rescens, se dissolvant dans 4 parties d'eau à 15°, tandis que l'eau bouillante en dissout plus que son poids. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse et se décompose. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 218.)

436. *Iodate de soude.* On n'a pas encore trouvé ce sel dans la nature; il cristallise en petits prismes, ordinairement réunis en houppes ou en petits grains qui paraissent cubiques. Il fuse sur les charbons ardens; si on le chauffe jusqu'au rouge obscur, il se décompose. Cent parties d'eau à 14° $\frac{1}{4}$ en dissolvent 7,3; il est inaltérable à l'air; la soude le transforme en *sous-iodate* qui cristallise en petites aiguilles soyeuses, réunies en houppes. Ce sous-iodate peut pourtant être obtenu en mettant de l'iode dans une dissolution de soude : alors il est sous la forme de prismes hexaèdres, coupés perpendiculairement à leur axe (Gay-Lussac). Il est sans usages.

Préparation. On l'obtient en mêlant la soude avec l'iode comme celui de potasse. (*Voyez* § 222.)

437. *Chlorate de soude* (muriate suroxigéné de soude). Il est constamment le produit de l'art; il ne cristallise que lorsque sa solution a une consistance presque sirupeuse; les cristaux qu'il fournit sont des lames carrées, d'une saveur fraîche et piquante, non déliquescens et très-solubles dans l'eau; ils fusent rapidement sur les charbons allumés, produisent une lumière jaunâtre, et se fondent en globules. Chauffé dans une cornue, ce sel fournit beaucoup de gaz oxigène mêlé d'un peu de chlore, et se transforme en chlorure de sodium sensiblement alcalin. (Vauquelin.)

Préparation. (*Voyez* § 224.)

438. *Nitrate de soude.* Il est constamment le produit de l'art; on l'obtient cristallisé en prismes rhomboïdaux incolores, d'une saveur fraîche, piquante et amère, légèrement

déliquescens, solubles dans 3 parties d'eau à 15°, tandis que l'eau bouillante en dissout à-peu-près son poids; il est moins fusible que le nitrate de potasse. Il est sans usages.

Preparation. (*Voyez* § 226.)

439. *Hypo-nitrite de soude.* Il est peu connu; on sait qu'il est soluble dans l'eau, et qu'on ne le rencontre pas dans la nature. Il n'est pas employé.

Préparation. (*Voy.* celui de potasse, § 416.)

440. *Hydro-chlorate de soude* (muriate de soude, sel de cuisine, sel gemme, sel commun, sel gris). On le rencontre abondamment dans les eaux de la mer, de certains lacs et d'un très-grand nombre de sources; on en trouve des masses en Pologne, en Hongrie, en Russie, en Espagne, en Angleterre, en Allemagne, etc.; dans ces cas, il est presque toujours coloré en jaune, en rouge, en brun, en violet, etc. Il cristallise en cubes qui, suivant M. Gay-Lussac, sont formés de chlore et de sodium. (*Voyez* § 183.) Il a une saveur fraîche, salée; il est inaltérable à l'air lorsqu'il est pur; chauffé, il décrépite, fond un peu au-dessus de la chaleur rouge, et se transforme en chlorure (§ 183). Une partie d'eau à 15° en dissout 2 parties et demie; il n'est guère plus soluble dans l'eau bouillante. On l'emploie pour saler les viandes et les mets, pour préparer la soude artificielle, l'acide hydro-chlorique, le chlore, le sel ammoniac; on s'en sert aussi comme engrais, comme vernis pour certaines poteries, etc. On l'administre en médecine comme fondant, à la dose d'un gros ou d'un gros et demi dans une pinte d'eau; il a été utile dans les engorgemens du foie, de la rate, du mésentère, et dans une foule d'affections scrophuleuses, dans les maladies cutanées, etc. Nous l'avons vu quelquefois réussir, sous la forme de lavement, dans les douleurs rhumatismales des lombes.

Préparation. On se procure ce sel, 1°. en l'arrachant du

sol lorsqu'il est en masses, et en le dissolvant dans l'eau pour le faire cristalliser s'il est impur; 2°. en traitant convenablement les eaux salées. *A*. Dans les pays chauds, on fait arriver les eaux de la mer (1) dans des marais salans, sorte de bassins très-larges, très-peu profonds, favorisant par conséquent l'évaporation, tapissés d'argile, et communiquant entre eux: à mesure que l'eau s'évapore, on en ajoute de nouvelle. Lorsque le sel est cristallisé, on le retire, et on le laisse égoutter pour le débarrasser, autant que possible, des sels déliquescens, et le dessécher. L'évaporation dure ordinairement depuis le mois d'avril jusqu'au mois de septembre, et la dessiccation n'est complète qu'au bout de plusieurs mois. Le sel obtenu par ce procédé est diversement coloré, parce qu'il est intimement mêlé avec l'argile qui tapisse le fond des bassins. Dans le département de la Manche, on profite des hautes marées, des nouvelles et des pleines lunes pour baigner une certaine quantité de sable que l'on a préalablement disposé sur les bords de la mer. Lorsque l'eau se retire, le sable se dessèche, et se trouve recouvert d'une plus ou moins grande quantité de sel; on l'enlève et on le fait dissoudre dans de l'eau de la mer, qui, par ce moyen, se trouve plus chargée; on la fait évaporer dans des bassins de plomb placés sur le feu, et l'on obtient du sel blanc. *B*. Dans les pays froids, on tire parti de la propriété qu'a l'eau salée de ne se congeler que bien au-dessous de zéro: en effet, l'eau de la mer peut être considérée comme un mélange d'eau douce et d'eau fortement salée; celle-ci ne se congèle pas à zéro, tandis que l'autre se solidifie à cette tem-

---

(1) L'eau de la mer est composée, d'après MM. Vogel et Bouillon-Lagrange, d'hydro-chlorates de soude et de magnésie, de sulfates de chaux et de magnésie, de carbonates de chaux et de magnésie dissous dans l'acide carbonique.

pérature : donc, on peut, en la soumettant à un froid de 1° ou de 2°—0°, en geler une grande portion, et avoir de l'eau liquide fortement salée, qu'il suffira de chauffer pour en obtenir le sel cristallisé. *C.* Dans les climats tempérés, on élève, à l'aide de pompes, les eaux qui ne sont pas trop chargées de sel, et on les verse sur des fagots pour que le liquide se divise, présente plus de surface, et s'évapore en partie ; alors on le fait chauffer pour en obtenir des cristaux. *D.* Si les eaux contiennent 14 ou 15 centièmes de sel, on les fait évaporer dans des chaudières de fer; il se dépose du sulfate de chaux que l'on enlève, et le sel cristallise.

Aucun de ces procédés ne fournit de l'hydro-chlorate de soude pur ; il contient toujours des sels déliquescens, du sulfate de chaux, de magnésie, etc., comme on peut s'en convaincre en versant dans sa dissolution un sous-carbonate alcalin soluble qui en précipite du sous-carbonate de chaux, de magnésie, et quelquefois aussi du sous-carbonate de fer ; il faut, pour le purifier, le faire cristalliser de nouveau en évaporant la dissolution : alors on obtient une multitude de petits cubes qui se réunissent de manière à former des pyramides quadrangulaires creuses.

441. *Hydriodate de soude.* Il est constamment le produit de l'art ; on l'obtient cristallisé en prismes rhomboïdaux, aplatis, striés et assez volumineux. Il est très-déliquescent. Cent parties d'eau à 14° en dissolvent 173 ; chauffé dans un creuset, il fond, devient un peu alcalin, et se transforme en iodure de sodium, suivant M. Gay-Lussac. Il est sans usages.

Préparation. On mêle la soude avec l'iode, et on agit comme nous l'avons dit § 418, en parlant de celui de potasse.

442. *Hydro-sulfate de soude.* Il cristallise moins facile-

ment que l'hydro-sulfate de potasse ; du reste, son histoire est la même.

Préparation. (*Voyez* § 235.)

443. *Hydro-phtorate de soude* (fluate). Ce sel est un produit de l'art ; il est sous la forme de petits cristaux très-durs, inaltérables à l'air, peu sapides, plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide ; il décrépite lorsqu'on le chauffe, et fond au-dessous de la chaleur rouge ; ainsi fondu, il est transformé en phtorure de potassium. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 239.)

On trouve dans le Groenland un produit que l'on a appelé *fluate d'alumine et de soude*, qui est sous la forme de masses translucides, d'un blanc laiteux et d'une cassure lamelleuse ; il est insoluble dans l'eau, mais ce liquide le rend transparent ; il est très-fusible, et n'a point d'usages. Ce corps paraît être formé de phtore, d'aluminium et de sodium.

De la Poterie.

On donne le nom de *poterie* à tous les vases faits de terre argileuse cuite. Toutes les poteries sont essentiellement formées d'alumine et de silice ; quelques-unes d'entre elles contiennent de la chaux et du fer oxidé. Nous allons jeter un coup-d'œil sur les diverses préparations générales que l'on fait subir aux terres à poterie lorsqu'on veut en faire des vases. 1°. On les lave pour en séparer les parties grossières, et surtout l'excès de silice. 2°. On les mêle avec diverses espèces de terres ou de ciments pour en faire une pâte. 3°. On laisse macérer la pâte ; on la broie, on la corroie, c'est-à-dire, on l'étend en la comprimant et en la repliant sur elle-même plusieurs fois pour lui donner du liant et de l'homogénéité. 4°. On fait les pièces. 5°. On les cuit pour les rendre plus denses et plus

dures. 6°. On recouvre la plupart d'entre elles d'une couverte que l'on appelle *vernis*, et qui n'est autre chose qu'un verre métallique ou terreux, coloré ou incolore, transparent ou opaque, et très-fusible.

Nous allons suivre, dans l'exposition des particularités sur l'art du *potier*, le travail de M. Brongniart, directeur de la manufacture de porcelaine de Sèvres. Ce savant divise les poteries en deux classes : les *faïences* et les *porcelaines*. Les premières sont les poteries proprement dites, les terres de pipes et les grès ; les secondes sont les porcelaines dures et tendres.

Faïence. Le caractère distinctif des faïences est d'avoir une pâte toujours opaque, et de se cuire convenablement sans éprouver de ramollissement. Cette classe comprend la faïence fine, appelée aussi *terre de pipe*, les creusets, les poteries rouges, les alcarazas ou vases à rafraîchir, les faïences communes et les grès. La *terre de pipe* est composée d'une argile liante, infusible, exempte de fer, ordinairement incolore, et de silex noir (pyromaque) broyé. Après avoir bien lavé ces deux matières, on fait une pâte avec un mélange de 4 parties d'argile et d'une partie de silex ; on la fait sécher en la chauffant ou en la mettant dans des moules de plâtre bien sec qui a la faculté d'absorber l'humidité ; on la pétrit fortement en faisant marcher dessus des ouvriers à pieds nus, puis en agissant comme pour la pâte de farine ; on l'abandonne pendant plusieurs mois dans des caves humides, où elle s'altère, noircit et répand une odeur fétide. Ces opérations étant faites, on la façonne et on la cuit dans un four, en la faisant chauffer pendant quarante heures environ ; on recouvre la pièce cuite d'un vernis composé de *minium*, ou plutôt de sulfure de plomb, de silice et d'un alcali fixe : pour cela, on fait fondre, dans le four à poterie, les matériaux qui composent ce vernis ; on le pulvérise très-finement et

on le met dans de l'eau, où il est suspendu à l'aide du mouvement et d'un peu d'argile; alors on plonge dans ce liquide trouble la pièce cuite, qui, étant poreuse, absorbe l'eau et une portion du vernis pulvérisé; on la retire de l'eau et on la reporte au feu pour faire fondre le vernis. Les *creusets de Hesse* sont formés de 2 parties de sable d'une moyenne grosseur, et d'une partie d'argile; ils résistent très-bien aux changemens de température et sont infusibles; cependant ils sont attaqués et dissous par les verres de plomb. On fait aussi des creusets avec 2 parties d'argile pure et une partie de ciment très-cuit de cette même argile; ils résistent beaucoup plus à l'action des verres alcalins, à la fusion desquels ils servent. Les *poteries rouges* sont les petits pots à fleurs, les terrines et autres poteries communes, les vases étrusques, etc. Elles sont formées d'une argile ferrugineuse, lavée, broyée, et dégraissée par une quantité suffisante de sable ou de ciment de cette même poterie. Lorsqu'elles sont destinées à contenir de l'eau, on les enduit intérieurement d'une couverte de verre de plomb pour que le liquide ne passe pas à travers leurs pores; on applique souvent sur leur surface externe des couleurs métalliques, qu'il suffit de faire fondre. *Alcarazas* ou vases à rafraîchir. On les prépare avec une argile rendue poreuse et perméable par une grande quantité de sable, ou par une très-légère cuisson; le sel commun n'est pas nécessaire; le degré de chaleur convenable pour les cuire n'est même pas suffisant pour volatiliser ce sel. Les *faïences communes* sont composées de 3 parties d'une argile souvent ferrugineuse, quelquefois calcaire, et de 2 parties d'un sable contenant de l'oxide de fer, un peu d'argile et quelquefois même de la chaux. La pâte qui constitue les *pipes* est la même que celle des faïences fines; mais elle est moins cuite et sans couverte. Les *grès* sont des faïences à pâte compacte, assez bien

cuites pour n'être point rayées par le fer, et qui ne reçoivent pas ordinairement de couverte de plomb (Brongniart); ils sont formés d'une argile très-plastique et fine, peu ferrugineuse, contenant naturellement une assez grande quantité de sable fin, et ne renfermant presque point de chaux.

Porcelaines. Le caractère essentiel des porcelaines est d'avoir une pâte qui se ramollit en cuisant et qui acquiert une certaine demi-transparence. On connaît deux espèces de porcelaine : l'une est dure, l'autre est tendre; la première jouit des caractères que nous venons d'indiquer; elle est formée de kaolin, espèce de sable argileux, infusible, conservant au plus grand feu sa couleur blanche; et d'un fondant appelé *pétunzé*, sorte de roche feldspathique, quartzeuze, composée de silice et de chaux. La porcelaine tendre a une pâte plus vitreuse, plus transparente, plus fusible, mais moins dure et moins fragile; elle est formée d'une frite vitreuse, rendue opaque et moins fusible par l'addition d'une argile marneuse très-calcinée; son vernis est composé de silice, d'alcali et de plomb. (*Voy.*, pour les détails des diverses opérations, l'article *Argile* de M. Brongniart, *Dictionnaire des Sciences naturelles*, tom. III.)

De l'Ammoniaque (hydrogène azoté).

L'ammoniaque ne se trouve jamais pure dans la nature; on la rencontre souvent combinée avec des acides, dans l'urine de l'homme, dans les excrémens des chameaux, dans les produits de la putréfaction d'un très-grand nombre de substances animales, enfin, dans quelques mines d'alun. Séparée par l'art des composés qui la renferment, l'ammoniaque se présente à l'état gazeux (1).

(1) Quelques chimistes ont pensé que l'ammoniaque est for-

444. *Le gaz ammoniac* est incolore, doué d'une odeur forte, pénétrante, qui le *caractérise (propriété essentielle)*, et d'une saveur assez caustique; il est beaucoup plus léger que l'air; sa pesanteur spécifique est de 0,596; il *verdit le sirop de violette* avec beaucoup d'énergie *(propriété essentielle)*; il éteint les corps enflammés. Le gaz ammoniac parfaitement sec ne se congèle pas par un froid de 48°—0. Si après l'avoir bien desséché au moyen du chlorure de calcium (muriate de chaux) on le fait passer dans un tube de porcelaine chauffé au-dessus du rouge cerise, verni intérieurement, luté extérieurement, et qui ne renferme dans sa capacité aucun fragment de bouchon, une très-petite quantité du gaz se décompose et donne du gaz hydrogène et du gaz azote. Si le tube de porcelaine renferme dans son intérieur des fils métalliques de fer, de cuivre, d'argent, de platine ou d'or, le gaz ammoniac se décompose en totalité ou en grande partie; la portion décomposée est également transformée en hydrogène et en azote dans le rapport de 3 à 1, et l'expérience prouve, 1°. que le poids des métaux employés n'augmente ni ne diminue s'ils sont purs; 2°. que le fer et le cuivre jouissent de cette propriété à un plus haut degré que les autres, puisqu'il faut huit fois plus de platine que de fer pour produire le même effet; 3°. que plusieurs d'entre eux changent de propriétés physiques : le fer, par exemple, et le cuivre deviennent cassans; 4°. qu'il ne se forme aucun composé solide ni liquide; 5°. enfin, que leur action est d'autant

---

mée d'oxigène et d'un métal particulier qu'ils ont appelé *ammonium*, et ont proposé de la ranger parmi les oxides métalliques : cette opinion est loin d'être généralement reçue, parce qu'elle n'est pas appuyée sur des preuves décisives; si nous faisons ici l'histoire de ce produit, c'est parce qu'il jouit de propriétés alcalines, comme la potasse et la soude.

plus grande que la température est plus élevée. Quelle est l'action exercée dans cette circonstance par les métaux ? On l'ignore ; mais il est probable qu'ils favorisent la décomposition du gaz en augmentant la surface. L'on sait effectivement que cette décomposition s'opère à merveille en substituant aux métaux du sable, des fragmens de cailloux, de porcelaine, etc. ; ou bien en faisant passer le gaz à travers cinq ou six tubes longs, dont l'intérieur est parfaitement poli, et ne contient aucun corps étranger ; on pense, en outre, que ces différens corps métalliques cèdent au gaz ammoniac le calorique nécessaire pour séparer ses élémens.

Lumière. Le pouvoir réfringent de ce gaz est de 2,16851. En faisant passer, au moyen de la bouteille de Leyde, deux ou trois cents décharges *électriques* à travers une petite quantité de gaz ammoniac, on le décompose en gaz hydrogène et en gaz azote.

445. A la température ordinaire, le gaz *oxigène* n'agit point sur lui ; mais si on chauffe le mélange au moyen d'une bougie allumée ou d'une étincelle électrique, il est décomposé ; l'oxigène s'empare de son hydrogène pour former de l'eau ; une petite partie du gaz azote s'unit aussi avec l'oxigène pour former de l'acide nitrique ; mais la majeure partie du gaz azote est mise à nu. L'*hydrogène* est sans action sur le gaz ammoniac. On ignore comment le *bore* agit sur lui. Une mesure de *charbon* de buis en absorbe 90 mesures à la température ordinaire ; mais si le charbon est rouge, il le décompose et donne naissance à du gaz hydrogène carboné, à du gaz azote et à du gaz acide hydro-cyanique ou prussique (acide formé d'hydrogène, de carbone et d'azote). Si l'on fait arriver dans un tube de porcelaine, chauffé jusqu'au rouge, du gaz ammoniac et du *soufre* en vapeur, celui-ci le décompose également, et il en résulte, 1°. un mélange de gaz hydrogène et de gaz azote ; 2°. un

composé d'acide hydro-sulfurique (hydrogène + soufre) et d'ammoniaque non décomposée; 3°. ce dernier composé contenant du soufre.

446. Si l'on met en contact de l'*iode* et du gaz ammoniac parfaitement secs, ces deux substances se combinent, et l'on obtient sur-le-champ un liquide visqueux, d'un aspect métallique, qui est de l'iodure d'ammoniaque; cet iodure ne tarde pas à s'emparer d'une nouvelle quantité de gaz ammoniac, et donne naissance à un liquide moins visqueux, d'un rouge brun, qui est un iodure avec excès d'ammoniaque. Aucun des deux n'est détonnant; mais si on les verse dans l'eau, on obtient de *l'iodure d'azote* sous la forme d'une poudre fulminante, et de l'hydriodate d'ammoniaque.

Théorie. Nous pouvons représenter les élémens de l'iodure d'ammoniaque par

Ammoniaque	+	hydrogène	+	azote (1).
		Iode	+	iode.
		Acide hydriodique.		Iodure d'azote.

L'eau détermine la décomposition d'une portion d'ammoniaque; l'hydrogène provenant de cette décomposition s'unit à une partie de l'iode et donne naissance à de l'acide hydriodique, dont l'ammoniaque non décomposée s'empare pour former l'hydriodate, tandis que l'autre portion d'iode se combine avec l'azote qui résulte de la décomposition de l'ammoniaque et forme l'iodure d'azote.

Cet iodure, desséché, détonne spontanément; il détonne

(1) Il est indifférent de représenter l'ammoniaque par ce nom, ou par ses élémens *hydrogène* + *azote*; il l'est également de représenter la quantité d'iode qui se trouve dans l'iodure d'ammoniaque par iode + iode.

même lorsqu'il est humide ou qu'il est sous l'eau, pourvu qu'on le presse légèrement : ces détonnations sont accompagnées de lumière que l'on aperçoit très-bien dans l'obscurité. Il est aisé de concevoir, d'après ce que nous venons de dire, qu'on doit former cet iodure avec facilité en versant sur l'iode de l'ammoniaque liquide. (Note de M. Collin, *Annales de Chimie*, t. XCI.)

Si l'on introduit quelques bulles de *chlore* gazeux dans une cloche presque pleine de gaz ammoniac parfaitement sec, disposée sur la cuve à mercure, celui-ci est rapidement absorbé et décomposé en partie ; il y a dégagement de calorique et de lumière ; l'hydrogène de la portion de gaz ammoniac décomposée forme avec le *chlore* de l'acide hydro-chlorique, qui se combinant dans le même instant avec l'ammoniaque non décomposée, donne naissance à des *vapeurs blanches, épaisses* d'hydro-chlorate d'ammoniaque ; l'azote provenant du gaz ammoniac décomposé est mis à nu et reste dans la cloche. On obtient les mêmes produits si l'on met ensemble l'ammoniaque et le *chlore*, l'un et l'autre à l'état liquide : seulement, dans ce cas, il n'y a aucun dégagement de lumière, et l'hydro-chlorate d'ammoniaque reste en dissolution dans l'eau. Enfin on peut déterminer cette décomposition, et la formation des mêmes produits, en faisant passer du chlore gazeux à travers un flacon plein d'ammoniaque liquide; et pour peu que le lieu soit obscur, on aperçoit un dégagement de lumière assez marqué. L'*azote* est sans action sur le gaz ammoniac.

Exposé à l'*air*, ce gaz ne subit aucune altération à froid et ne répand point de vapeurs, quoiqu'il soit excessivement soluble dans l'eau. Si la température est élevée, on observe les mêmes phénomènes que ceux que produit sur lui le gaz oxigène, mais à un degré plus faible. L'*eau*, à la température et à la pression ordinaires, peut en dissoudre 430 fois son volume, ce qui fait à-peu-près le tiers de son

poids. On peut prouver cette grande solubilité du gaz ammoniac par les moyens employés pour prouver celle du gaz acide hydro-chlorique. (*Voyez* page 232.) Il est aisé de prévoir qu'un morceau de glace doit être liquéfié par ce gaz aussi vite que par des charbons ardens. L'ammoniaque liquide, connue sous les noms d'*alcali volatil*, d'*alcali fluor*, d'*esprit de sel ammoniac*, est incolore; son odeur, sa saveur et son action sur le sirop de violette sont les mêmes que celles du gaz. Si elle est très-concentrée, on peut la solidifier et l'obtenir cristallisée en aiguilles, en la soumettant à un froid de 56°—0 (Vauquelin); chauffée, elle laisse dégager presque tout le gaz, et s'affaiblit; sa pesanteur spécifique est de 0,9054 lorsqu'elle est formée de 25,37 de gaz ammoniac et de 74,63 parties d'eau; elle est, au contraire, de 0,9713 si le gaz ammoniac dissous n'est que 7,17, et l'eau 92,83.

L'action de l'oxide de *carbone* et de l'oxide de *phosphore* sur ce gaz est inconnue. Le *protoxide* et le *deutoxide d'azote* le décomposeraient probablement à une température élevée.

Les *acides* précédemment étudiés peuvent se combiner tous avec l'ammoniaque, et donner naissance à des produits qui, par leur analogie avec ceux qui sont formés d'un acide et d'un oxide métallique, portent le nom de *sels*. M. Gay-Lussac a prouvé que les combinaisons du gaz ammoniac avec les acides gazeux avaient lieu dans des rapports très-simples, comme il est aisé de s'en assurer par l'inspection du tableau suivant que nous avons extrait de l'ouvrage de M. Thenard.

SUBSTANCES.	PROPORTIONS EN VOLUME.		PROPORTIONS EN POIDS.		
	GAZ ammo.	ACIDE.	GAZ ammo.	ACIDE.	
Hydro - chlorate d'ammoniaque..	100	100	100	215,86	M. Gay-Lussac. Mémoires d'Arcueil, t. II.
Carbonate d'ammoniaq. neutre.	100	100	100	254,67	
Sous-carb. d'am.	100	50	100	127,53	
Fluo-borate d'am.	100	100	100	397,36	
Sous-fluo-borate d'ammoniaque..	100	50	100	198,68	
Autre sous-fluo-borate d'ammo.	100	33,33	100	132,45	M. John Davy (*Ann. de Chimie*, t. LXXXVI.)
Fluate d'am. silic.	100	50	100	299,48	
Carbo - muriate d'ammoniaque..	100	25	100	143,58	
Sulfite d'ammon..	100	50 (dento.	100	188,98	M. Thenard.
Nitrate d'ammoniaque neutre...	100	100 d'azo. 50 gaz oxig.	100	266,55	

Usages et mode d'action. On emploie l'ammoniaque comme réactif dans les laboratoires. Son action sur l'économie animale est des plus meurtrières; elle enflamme fortement les tissus avec lesquels on la met en contact, et paraît agir comme un puissant stimulant du système nerveux. Respiré à l'état de gaz, ou introduit dans l'estomac, ce corps ne tarde pas à développer des symptômes inflammatoires et nerveux qui sont bientôt suivis de la mort, s'il a été employé en assez grande quantité et à un certain degré de concentration. Son action est beaucoup moins vive lorsqu'on le

prend affaibli : dans ce cas, il augmente la chaleur générale, la fréquence du pouls et la transpiration ; il provoque la sueur, et fait souvent reparaître des phlegmasies qui étaient supprimées. Les médecins peuvent, par conséquent, s'en servir avec succès lorsqu'il est administré avec prudence. Tantôt on l'introduit dans l'estomac, tantôt on l'applique à l'extérieur, tantôt enfin on l'emploie à l'état de gaz. On le fait prendre *intérieurement* dans certaines fièvres putrides accompagnées d'affaissement, afin de déterminer la crise par les sueurs ; dans certaines fièvres ataxiques lentes, dans les maladies éruptives rentrées ou dans celles dont l'éruption est difficile, dans les affections rhumatismales lentes ; dans les piqûres des divers reptiles et insectes venimeux ; on l'associe, suivant l'indication que l'on veut remplir, à des potions toniques ou sudorifiques, et on en met 20 ou 30 gouttes dans 5 ou 6 onces de potion que l'on fait prendre par cuillerées : il vaudrait mieux, attendu la grande volatilité de ce médicament, ne le mêler à la potion qu'au moment où le malade doit en prendre une cuillerée. On l'applique à l'*extérieur* dans les brûlures récentes, afin d'empêcher l'inflammation et les phlyctènes de se développer ; dans plusieurs maladies lentes des muscles, des glandes lymphatiques ; dans le rhumatisme chronique ; dans les engorgemens laiteux des mamelles qui ne sont pas anciens ; dans la gale, les dartres, l'œdème. On l'injecte quelquefois dans le vagin pour exciter la membrane muqueuse, et rappeler une phlegmasie locale supprimée : dans ces circonstances, on emploie l'ammoniaque liquide étendue d'eau, ou bien un liniment préparé avec une partie d'ammoniaque et 10 d'huile ; ou bien enfin, on se sert de sachets remplis d'une poudre composée de 3 parties de chaux et d'une de sel ammoniac, mélange dont il se dégage de l'ammoniaque. On fait usage de ce médicament liquide concentré pour brûler les morsures des reptiles venimeux et les

piqûres de certains insectes. A l'état de *gaz*, il a été employé dans l'amaurose imparfaite, sous la forme de fumigations; on le fait respirer dans la syncope, l'asphyxie, pour prévenir les attaques d'épilepsie, etc. En général, dans la plupart des cas, il suffit d'approcher du nez un flacon contenant de l'ammoniaque liquide, et il faut suspendre l'emploi de ce médicament aussitôt que le malade revient à lui-même, crainte d'enflammer, par l'action trop prolongée du caustique, la membrane muqueuse pulmonaire.

Composition. Lorsqu'on décompose 100 parties en volume de gaz ammoniac par l'étincelle électrique, on obtient 150 parties de gaz hydrogène et 50 de gaz azote en volume : le gaz ammoniac est donc formé de 3 volumes d'hydrogène et d'un volume d'azote condensés de manière à ne former que deux volumes : en déterminant le poids de ces volumes d'après la pesanteur spécifique des deux gaz, on trouve l'ammoniaque formée de 100 parties d'azote et de 22,66 d'hydrogène en poids. Si on admet, avec M. Thomson, que ce corps est formé de 3 atomes d'hydrogène (qui pèsent 0,375) et d'un atome d'azote, dont le poids est 1,75, on le trouvera composé de 100 d'azote et de 21,42 d'hydrogène en poids, résultat qui n'est pas entièrement semblable au précédent, mais dont la différence tient à ce que M. Thomson évalue la pesanteur spécifique du gaz hydrogène à 0,0694, tandis que, suivant nous, elle est de 0,07321.

Poids d'un atome d'ammoniaque. Il est de 2,125, somme du poids d'un atome d'azote et de trois atomes d'hydrogène.

Préparation. On introduit dans une petite fiole munie d'un tube recourbé, parties égales de chaux vive et d'hydro-chlorate d'ammoniaque (sel ammoniac composé d'acide hydro-chlorique et d'ammoniaque), réduits en poudre séparément, et mêlés : le gaz se dégage de suite, et on le recueille sous des cloches remplies de mercure, après

avoir laissé passer les premières portions qui sont mêlées d'air. On doit, pour hâter le dégagement de l'ammoniaque, élever un peu la température du mélange; il reste dans la fiole de l'hydro-chlorate de chaux, ou du chlorure de calcium si l'on a fortement chauffé; d'où il suit que la chaux s'empare de l'acide hydro-chlorique. Le gaz ammoniac obtenu n'est pur qu'autant qu'il est entièrement dissous par l'eau. On peut préparer l'ammoniaque *liquide* avec l'appareil décrit à l'article *Chlore* (*voyez* pl. 9, fig. 57), pourvu que l'on substitue au matras *D* une cornue de grès disposée sur la grille d'un fourneau à réverbère contenant le mélange de parties égales de sel ammoniac et de chaux; que de cette cornue parte un tube de sûreté large qui plonge dans la petite quantité d'eau du flacon *F*. On chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge; le gaz se dégage et se dissout dans l'eau distillée des flacons *F*, *A*, *B*, etc.; l'ammoniaque obtenue dans le premier vase *F* est colorée par une matière huileuse qui se trouve dans le sel ammoniac employé, et ne doit pas être mêlée avec celle des autres flacons.

Des Sels ammoniacaux.

Les sels ammoniacaux étant les seuls qui ne soient pas composés d'un acide et d'un oxide métallique, devraient faire une classe à part : cependant nous les rangeons ici pour ne pas interrompre la série des sels formés par les *alcalis*, pour nous conformer à l'usage généralement reçu de faire leur histoire après celle des sels de potasse et de soude.

447. Les sels ammoniacaux sont, en général, solubles dans l'eau; leurs dissolutions ne sont pas précipitées par les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, ni par les hydro-sulfates, ni par le prussiate de potasse (hydro-cya-

nate); comme ceux à base de potasse, ils sont tous précipités en jaune serin par l'*hydro-chlorate de platine (voy.* § 392); ils se troublent aussi comme eux lorsqu'on les agite avec une dissolution concentrée de sulfate acide d'alumine et forment de l'alun; *triturés avec de la potasse, de la soude, de la chaux, de la baryte ou de la strontiane, ils sont décomposés, et laissent dégager de l'ammoniaque facile à reconnaître à son odeur.* Quelques-uns d'entre eux sont très-volatils; mais la majeure partie sont décomposés par le feu.

448. *Sous-borate d'ammoniaque.* Il est constamment le produit de l'art; il a une saveur âcre, piquante, urineuse; il verdit le sirop de violette; on peut l'obtenir cristallisé; ses cristaux brunissent à l'air et perdent leur forme; ils se décomposent à une chaleur rouge et laissent dégager toute l'ammoniaque; ils se dissolvent beaucoup mieux dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Ce sel est sans usages.

Préparation. 1er procédé, § 202.

449. *Sous-carbonate d'ammoniaque* (alcali volatil concret, sel volatil d'Angleterre). On ne le trouve que dans certaines matières animales pourries; il se développe quelquefois dans l'urine soumise encore à l'influence de la vie. Nous avons vu, chez deux individus atteints d'ictère symptomatique, cette liqueur excrémentitielle, loin d'être acide, contenir du sous-carbonate d'ammoniaque au moment même où elle était rendue. Ce sel est solide et sous la forme de petits cristaux qui imitent en se réunissant les feuilles de fougère ou les barbes d'une plume; il a une saveur caustique, piquante, urineuse; son odeur est ammoniacale; il verdit le sirop de violette; il est tellement volatil qu'il se transforme en gaz lorsqu'on l'expose à l'air à la température ordinaire, et, à plus forte raison, lorsqu'on le chauffe dans une cornue, ou qu'on cherche à le dissoudre dans de l'eau bouillante; d'où il suit qu'il ne peut être dis-

sous dans ce liquide à la température de l'ébullition. Deux parties d'eau à 10° en dissolvent une partie, et beaucoup plus si elle est à 40°; cette solution, évaporée avec ménagement, fournit des cristaux octaédriques; elle peut absorber du gaz acide carbonique et se transformer en carbonate; elle dissout à merveille les sous-carbonates de zircone, d'yttria et de glucine, et les laisse précipiter lorsqu'on la fait bouillir. On emploie ce sous-sel comme réactif. Son action sur l'économie animale est à-peu-près la même que celle de l'ammoniaque, excepté qu'elle est moins forte. Peyrilhe le regardait à tort comme un puissant anti-syphilitique; on l'a employé dans ces derniers temps avec succès dans le croup; tantôt on l'a fait respirer pour provoquer la toux; tantôt on l'a appliqué au cou comme rubéfiant; tantôt enfin on l'a administré à l'intérieur. M. Réchou, qui s'en est servi souvent dans cette maladie, fait prendre de temps en temps, et par cuillerées, un sirop préparé avec une partie de ce sel et 24 parties de sirop de guimauve; il administre en même temps une boisson adoucissante ou de l'eau de chiendent pour étancher la soif, et il évite avec raison l'emploi des acides, qui décomposeraient le sous-carbonate. Indépendamment de l'administration dont nous venons de parler, M. Réchou applique, sur les parties latérales et antérieures du cou, un mélange fait avec un gros de sous-carbonate d'ammoniaque et deux onces de cérat; il met sur ce mélange un sachet de cendre chaude, et il le renouvelle toutes les quatre heures : la peau se couvre de boutons; on éprouve un sentiment de prurit et de cuisson pendant deux ou trois jours; l'épiderme se détache et tombe promptement en desquamation. En général, on ne doit donner à-la-fois que 6, 8 ou 10 grains de sous-carbonate d'ammoniaque à l'intérieur; car il agit comme un violent poison lorsqu'il est imprudemment administré.

Préparation. On introduit un mélange pulvérulent

d'une partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque et d'une partie et demie de carbonate de chaux dans une cornue de grès lutée, à laquelle on adapte un long récipient en verre ou en terre, et qui est placée dans un fourneau à réverbère. On remarque, en chauffant la cornue, que les deux sels se décomposent : l'acide carbonique forme avec l'ammoniaque du sous-carbonate volatil qui se dégage sous la forme de vapeurs blanches, et dont on facilite la condensation dans le ballon en entourant celui-ci de linges mouillés ; la chaux s'unit avec l'acide hydro-chlorique, passe à l'état d'hydro-chlorate, qui, à cette température, se décompose et se change en chlorure de calcium fixe (muriate de chaux fondu). Le sous-carbonate obtenu sera d'autant plus blanc que le sel ammoniac employé sera moins coloré. Un kilogramme de ce sel peut fournir 7 à 800 grammes de sous-carbonate d'ammoniaque.

450. *Carbonate d'ammoniaque.* Il est constamment le produit de l'art ; il est inodore, suivant M. Berthollet ; du reste, son histoire est la même que celles des carbonates de soude et de potasse. Il est sans usages.

Préparation. On l'obtient comme le carbonate de potasse. (*Voyez* § 397)

451. *Phosphate d'ammoniaque.* On le trouve dans l'urine de l'homme, combiné avec le phosphate de soude, dans certains calculs vésicaux, uni au phosphate de magnésie ; enfin dans les concrétions intestinales des animaux. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, ou en aiguilles ; sa saveur est salée, piquante et urineuse ; il est inodore ; il verdit le sirop de violette ; il est décomposé par le feu en ammoniaque qui se dégage, et en acide phosphorique qui se vitrifie si la température est assez élevée : cependant ce verre retient toujours un peu d'ammoniaque. Il est inaltérable à l'air ; quatre parties d'eau froide suffisent pour le dissoudre ;

l'eau bouillante le dissout mieux. On l'emploie en minéralogie comme fondant; il sert aussi dans la fabrication des pierres précieuses artificielles.

Préparation. On l'obtient comme le phosphate de potasse. (*Voyez* § 399.)

452. *Sous-phosphate d'ammoniaque.* Ce sel, décrit pour la première fois par M. Planche, cristallise en octaèdres réguliers; il est inodore; il a une saveur salée et piquante; il exige son poids d'eau froide pour se dissoudre; le *solutum* précipite le sublimé corrosif en blanc. Le précipité était connu autrefois sous le nom de *muriate de mercure ammoniacal.* Il suffit, pour obtenir le sous-phosphate dont nous parlons, d'ajouter du sous-carbonate d'ammoniaque concret à une solution de phosphate d'ammoniaque neutre.

453. *Phosphate ammoniaco-magnésien.* Il se trouve dans quelques calculs de la vessie de l'homme, où il est souvent parfaitement cristallisé. Il est insipide, presque insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et décomposable au feu. Il est sans usages.

454. *Phosphate ammoniaco-de-soude* (sel microscomique). Il existe dans l'urine, verdit le sirop de violette, se dissout très-bien dans l'eau, et peut être obtenu cristallisé; il s'effleurit à l'air, perd l'ammoniaque et se transforme en phosphate acidule de soude. Il est sans usages.

455. *Phosphite d'ammoniaque.* Il est constamment le produit de l'art, très-soluble dans l'eau et sans usages. (Dulong.)

456. *Hypo-phosphite d'ammoniaque.* On ne le trouve jamais dans la nature. Il est excessivement soluble dans l'eau et dans l'alcool très-rectifié. Il est sans usages. *Préparation.* (*Voyez* § 212.)

457. *Sulfate d'ammoniaque* (sel ammoniacal secret de Glauber). On ne le trouve qu'en petite quantité, combiné avec le sulfate d'alumine. Il cristallise en petits prismes

hexaèdres, terminés par des pyramides à six faces, ou en lames, ou en filamens soyeux, ou en aiguilles, d'une saveur très-amère et très-piquante; chauffé, il décrépite légèrement; il éprouve ensuite la fusion aqueuse, perd une portion d'ammoniaque, et se transforme en sulfate acide; à une chaleur voisine du rouge cerise, il se décompose complètement, et ne donne que des produits volatils; il se dégage du gaz azote de l'eau formée aux dépens d'une portion de l'oxigène de l'acide sulfurique, et de l'hydrogène de l'ammoniaque, et des vapeurs blanches de sulfite acide d'ammoniaque. Il est inaltérable à l'air, à moins que celui-ci ne soit très-humide : dans ce cas, il se ramollit un peu; il se dissout dans deux parties d'eau à 15°, et beaucoup plus dans celle qui est bouillante. On l'emploie, dans le commerce, pour obtenir l'alun.

Préparation. Il ne doit jamais être préparé avec l'acide et de l'ammoniaque concentrés, parce qu'il y a élévation de température, et la liqueur est projetée. On doit décomposer le sous-carbonate d'ammoniaque par l'acide sulfurique affaibli. On se le procure en grand en faisant filtrer le sous-carbonate d'ammoniaque provenant de la distillation des matières animales à travers du sulfate de chaux réduit en poudre fine, et placé dans des tonneaux dont le fond est percé d'un trou que l'on peut boucher à volonté; les deux sels se décomposent, et il se forme du sulfate d'ammoniaque soluble qui s'écoule, et du carbonate de chaux qui reste dans le tonneau : la dissolution est évaporée jusqu'à ce qu'elle cristallise.

458. *Sulfate ammoniaco-de-soude.* Il cristallise régulièrement, n'éprouve aucune altération à l'air, et décrépite légèrement lorsqu'on l'expose au feu; sa saveur est un peu piquante et amère. (Link.)

459. *Sulfate ammoniaco-de-potasse.* Suivant Link, on peut obtenir ce sel en saturant le sur-sulfate de potasse par

l'ammoniaque. Il est en lames brillantes, d'une saveur amère, inaltérables à l'air.

460. *Sulfate ammoniaco-magnésien.* Il est constamment le produit de l'art; il cristallise ordinairement en octaèdres d'une saveur âcre et amère; il est inaltérable à l'air, soluble dans l'eau, mais moins que chacun des sels dont il est composé; il éprouve, lorsqu'on le chauffe, la fusion aqueuse, et se décompose ensuite. Il est sans usages.

461. *De l'Alun.* La composition de l'alun varie: tantôt ce sel est un *sulfate acide d'alumine et de potasse*, tantôt un *sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque*, tantôt enfin, et le plus souvent, un *sulfate acide d'alumine, de potasse et d'ammoniaque:* dans ce dernier cas, il constitue véritablement un *sel triple:* cette diversité dans sa composition nous engage à lui conserver le nom d'*alun* (1). On ne le rencontre guère tout formé qu'en dissolution dans certaines eaux minérales et aux environs des volcans, principalement à la Solfatara; mais on trouve très-abondamment du *sous-sulfate d'alumine et de potasse;* il constitue des collines entières à la Tolfa, près de Civita-Vecchia, et à Piombino.

L'alun cristallise en octaèdres réguliers, transparens, incolores, et légèrement efflorescens; quelquefois aussi on l'obtient en cubes: il porte alors le nom d'*alun cubique:* ce phénomène paraît dépendre de ce qu'on a mis un excès de potasse dans le liquide qui a cristallisé. L'alun octaédrique a une saveur douceâtre et très-astringente; il rougit l'*infusum* de tournesol. Chauffé, il fond très-facilement dans son eau de cristallisation, et donne une masse connue autrefois sous le nom d'*alun de roche.* Si la température est

(1) Suivant le docteur Ficinus, l'alun fibreux qui se trouve dans les couches de houille de Tschermig serait à base de magnésie: ce résultat a besoin d'être confirmé.

plus élevée, il se boursouffle, perd son eau et devient opaque : il constitue alors l'*alun calciné* ou *brûlé*, que l'on emploie quelquefois comme corrosif, et qui, étant plus fortement chauffé, se décompose et donne du gaz oxigène, du gaz acide sulfureux, de l'alumine et du sulfate de potasse si l'alun est à base de potasse; au contraire, il ne laisse que de l'alumine s'il est à base d'ammoniaque, phénomène dont on se rendra facilement compte en se rappelant que le sulfate d'ammoniaque est entièrement transformé par la chaleur en produits volatils. (Voyez *Sulfate d'ammoniaque.*) L'alun se dissout dans quatorze ou quinze fois son poids d'eau à 15°, tandis qu'il n'exige pas même son poids d'eau bouillante; s'il est à l'état d'alun calciné, il résiste long-temps à l'action de l'eau. Chauffé jusqu'au rouge avec du *charbon* très-divisé, l'alun à base de potasse se décompose et se transforme en une matière connue depuis long-temps sous le nom de *pyrophore de Homberg*. Si on fait bouillir une dissolution d'alun avec de l'*alumine* pure, il se précipite une poudre blanche, insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air et incristallisable, qui est connue sous le nom d'*alun saturé de sa terre*. L'alun a de nombreux usages : on s'en sert souvent comme mordant dans la teinture; il rend le suif plus dur, propriété qui le fait rechercher par les chandeliers; il est employé pour passer les peaux et les préserver des vers, etc. Il doit être regardé comme un excellent astringent dont on peut tirer parti dans les hémorrhagies abondantes, continues et passives, principalement dans celles de l'utérus; dans les écoulemens atoniques muqueux et séreux; on l'administre à l'intérieur depuis un jusqu'à 8 grains par jour, associé à quelque extrait astringent ou dans une potion, et on augmente la dose jusqu'à un demi-gros, un gros, etc. Les pilules *teintes anti-hémorrhagiques* d'Helvétius sont composées d'alun et de sang-dragon. On

emploie quelquefois l'alun en injection; il entre dans la composition de certains gargarismes toniques propres à raffermir les gencives et à faire cesser les angines catarrhales et atoniques; il fait aussi partie de quelques collyres.

Préparation. On prépare ce sel par plusieurs procédés. 1°. A la Solfataia, où l'on trouve des terrains contenant de l'alun tout formé et effleuri, on traite ces terrains par l'eau, qui dissout le sel : il suffit d'évaporer lentement le liquide dans des chaudières de plomb pour en obtenir des cristaux.

2°. Lorsque la mine est pierreuse, insoluble dans l'eau, et formée de sous-sulfate de potasse et d'alumine, de silice et d'un peu d'oxide de fer, comme à la Tolfa, à Piombino, etc., on la fait chauffer dans des fours à une température qui n'est ni trop forte ni trop faible, et on l'expose à l'air pendant trente ou quarante jours, en ayant soin de l'arroser souvent pour en opérer la division, et la transformer en une espèce de bouillie; passé ce temps, on la traite par l'eau chaude; on fait évaporer la liqueur, et on obtient de très-beaux cristaux d'alun. On peut, pour concevoir ce qui se passe dans cette opération, regarder la mine dont on se sert comme formée d'alun avec excès de potasse et d'alumine, plus, de silice et d'oxide de fer : par la calcination, ces deux dernières substances se combinent avec l'excès de potasse et d'alumine, et forment une masse insoluble dans l'eau : alors l'alun seul est dissous par ce liquide.

3°. Si la mine est composée de sulfure de fer et d'argile (terre dans laquelle on trouve une assez grande quantité d'alumine), on a recours à un procédé particulier à l'aide duquel on obtient à-la-fois de l'alun et de la couperose verte (sulfate de protoxide de fer) : ce procédé est mis en usage dans les départemens de l'Oise, de l'Aisne, de l'Aveyron et de l'Ourthe. On expose la mine à l'air; on

l'humecte légèrement, et on la laisse pendant un an ; au bout de ce temps, elle se trouve presque entièrement transformée en sulfate de protoxide de fer et en sulfate acide d'alumine, changement qui annonce que l'oxigène de l'air a fait passer le soufre à l'état d'acide sulfurique, et le fer à l'état d'oxide. On la traite par l'eau, qui dissout les deux sels ; on fait évaporer le liquide dans des chaudières de plomb, et l'on obtient des cristaux de *sulfate de protoxide de fer* ; le sulfate acide d'alumine, déliquescent et difficilement cristallisable, reste dans la liqueur. On le fait chauffer avec du sulfate de potasse ou d'ammoniaque en poudre, qui le transforme en *alun* que l'on obtient cristallisé ; il faut faire dissoudre et cristalliser de nouveau cet alun si on veut l'avoir bien pur. Les eaux-mères, qui contiennent encore une certaine quantité de ces deux sels, sont évaporées et traitées de nouveau par le sulfate d'ammoniaque ou de potasse, pour en obtenir une nouvelle portion d'alun et de couperose.

La mine que l'on a fait effleurir à l'air, et dont on a séparé ces sels par l'eau, contient encore un peu de sulfure de fer et beaucoup d'argile ; on y met le feu ; le soufre passe à l'état d'acide sulfurique qui se porte tout entier sur l'alumine, en sorte que l'on obtient une nouvelle quantité de sulfate acide d'alumine, avec lequel on peut faire de l'alun, au moyen du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque.

Si la mine dont on se sert, au lieu de contenir du sulfure de fer et de l'argile, est composée de ce sulfure et de schistes très-compacts, on est obligé, après l'avoir laissée à l'air pendant un mois, de la faire griller en la mêlant avec du bois auquel on met le feu : par ce moyen, le soufre se trouve transformé en acide sulfureux qui se dégage, et en acide sulfurique qui s'unit à l'alumine ; une portion de ce sulfate se combine avec la potasse du bois, et donne

l'alun; l'autre portion reste à l'état de sel simple. On traite le produit grillé par l'eau chaude, qui dissout l'alun et le sulfate d'alumine; on fait évaporer pour obtenir l'alun cristallisé; et on verse dans l'eau-mère du sulfate de potasse ou d'ammoniaque qui transforme le sulfate d'alumine en alun : tel est le procédé que l'on suit à Liége.

4°. On peut aussi se procurer de l'alun en faisant calciner des argiles contenant une petite quantité de carbonate de chaux et de fer : en effet, par la calcination, l'oxide de fer se trouve porté au *summum* d'oxidation, et devient presque insoluble dans les acides faibles, en sorte que le produit, pulvérisé et chauffé avec de l'acide sulfurique étendu, donne une dissolution qui ne contient guère que du sulfate d'alumine, que l'on peut changer en alun au moyen du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammniaque. Si l'on veut obtenir de l'alun avec les résidus d'eau forte préparée avec le nitre et l'argile, il suffit de les mettre en contact avec l'acide sulfurique : en effet, ces résidus contiennent de la potasse et de l'alumine. L'alun est d'autant plus estimé qu'il contient moins de sulfate de fer.

Du Pyrophore de Homberg. Pour obtenir ce produit, on fait dessécher dans une cuiller de fer, à l'aide d'une douce chaleur, un mélange de 3 parties d'alun à base de *potasse*, et d'une partie de sucre, de mélasse, d'amidon ou de farine; on agite de temps en temps le mélange, et on le réduit en poudre lorsqu'il est parfaitement sec : dans cet état, il a une couleur brune et même noire, qu'il doit au charbon provenant de la décomposition de la matière végétale employée; on l'introduit dans un petit matras à long col luté extérieurement; ce matras est reçu dans un grand creuset d'argile rempli de sable, disposé dans un fourneau; on élève la température jusqu'au rouge; au bout de 20 ou 25 minutes, on voit paraître, à l'extrémité ouverte du matras, une flamme d'un blanc bleuâtre, due au gaz hydrogène carboné et au

gaz oxide de carbone résultant de la décomposition des matières végétales. Lorsqu'au bout de 4 ou 5 minutes cette flamme cesse de se montrer, ou ne se montre plus que par intervalles, l'opération est terminée; on retire l'appareil du feu; on bouche le matras avec un bouchon de liége et on le laisse refroidir. Le pyrophore doit être soigneusement conservé à l'abri du contact de l'air.

Ce pyrophore paraît formé de sulfure de potasse, d'alumine et de charbon; d'où il suit que l'acide sulfurique a été décomposé par le charbon (voyez *Sulfates*, § 215): l'alun à base d'ammoniaque ne fournit pas ce produit, comme Schéele l'a prouvé. Le *pyrophore* est solide, d'un brun jaunâtre ou noirâtre, suivant qu'il a été plus ou moins chauffé; sa saveur est analogue à celle des œufs pourris. Il est inaltérable à l'air sec; mais il *prend feu à la température ordinaire lorsqu'il est en contact avec l'air humide :* dans ce cas, le sulfure de potasse s'empare de la vapeur aqueuse, la solidifie et s'échauffe; alors le charbon et le soufre absorbent l'oxigène de l'air avec dégagement de calorique et de *lumière*, et se transforment en gaz acide carbonique, en gaz acide sulfureux et en acide sulfurique; ce dernier se combine même avec une portion d'alumine et de potasse pour former de nouveau de l'alun. Traité par l'*eau*, le pyrophore est décomposé; le sulfure de potasse seul est dissous et transformé en hydro-sulfate sulfuré de potasse (*voyez* § 303), tandis que le charbon et l'alumine restent à l'état pulvérulent. Il est également décomposé par tous les *acides;* la vapeur nitreuse (gaz acide nitreux) lui cède facilement de l'oxigène et l'enflamme comme l'air. Le *pyrophore* n'est guère employé depuis que l'on a introduit l'usage des briquets phosphoriques et des alumettes oxigénées.

462. *Sulfite d'ammoniaque.* On ne trouve pas ce sel dans la nature; il cristallise en prismes hexaèdres terminés par

des pyramides hexaèdres, ou en tables carrées avec des bords taillés en biseaux, d'une saveur fraîche, piquante et comme sulfureuse, s'humectant à l'air et se transformant rapidement en sulfate d'ammoniaque beaucoup moins déliquescent que le sulfite; il est soluble dans son poids d'eau à 12°, et beaucoup plus à la température de 100°; chauffé dans des vaisseaux fermés, il donne de l'eau, de l'ammoniaque, et passe à l'état de sulfite acide volatil; la magnésie le transforme, à la température ordinaire, en *sulfite ammoniaco-magnésien.* Ces deux sels sont sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 218.)

463. *Iodate d'ammoniaque.* Il n'existe pas dans la nature; on l'obtient sous la forme de petits cristaux grenus. Chauffé sur une plaque de fer, ou mis sur les charbons ardens, il détonne avec sifflement, et donne une faible lumière violette et des vapeurs d'iode. Il est sans usages. (Gay-Lussac.)

Préparation. (Deuxième procédé. *Voyez* § 202.)

464. *Chlorate d'ammoniaque* (muriate sur-oxigéné d'ammoniaque). Il est constamment le produit de l'art, et cristallise en aiguilles fines douces d'une saveur extrêmement piquante; il paraît être volatil. Chauffé, il se décompose et donne du chlore, du gaz azote et *fort peu de gaz oxigène;* il se forme en même temps de l'eau et de l'acide hydro-chlorique qui s'unit à une portion d'ammoniaque non décomposée. Ces résultats sont faciles à expliquer, en admettant que l'acide chlorique, composé d'oxigène et de chlore, est entièrement décomposé, et que l'ammoniaque, formée d'hydrogène et d'azote, ne l'est qu'en partie. Il fulmine sur un corps chaud et produit une flamme rouge. Il est sans usages. (Vauquelin.)

Préparation. (*Voy.* § 224.)

465. *Nitrate d'ammoniaque (nitrum flammans).* On ne le trouve pas dans la nature; il cristallise en aiguilles prismatiques ou en longs prismes à six pans, flexibles, satinés

et cannelés, terminés le plus souvent par des pyramides à six faces, doués d'une saveur fraîche, âcre piquante, urineuse, légèrement déliquescens et solubles dans deux parties d'eau à 15° : ce liquide, à la température de 100°, peut en dissoudre deux fois son poids. Si on le chauffe dans une cornue de verre munie d'un tube recourbé, propre à recueillir les gaz, il fond dans son eau de cristallisation, perd une portion d'ammoniaque, et se transforme en eau et en gaz protoxide d'azote.

Si le nitrate d'ammoniaque est projeté dans un creuset rouge, il s'enflamme, se décompose et donne de l'eau, du gaz azote et du gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux). On n'emploie ce sel qu'à la préparation du protoxide d'azote.

Préparation. (Voyez § 226.)

466. *Nitrate ammoniaco-magnésien.* Il est constamment le produit de l'art; il est moins déliquescent et moins soluble que les sels qui le composent. Il est sans usages.

467. *Hydro-chlorate d'ammoniaque* (sel ammoniac). On le rencontre dans l'urine de l'homme, dans la fiente des chameaux et de quelques autres animaux, aux environs des volcans, dans quelques montagnes de la Tartarie et du Thibet; enfin, dans quelques lacs. Il est solide, blanc, doué d'une saveur âcre, piquante, urineuse; il est un peu élastique, ductile et inaltérable à l'air. Il se dissout dans un peu moins de 3 parties d'eau à 15°; l'eau bouillante en dissout beaucoup plus. En évaporant cette dissolution, on obtient des prismes aiguillés, groupés comme les barbes d'une plume. Exposé à l'action du calorique, il fond et se sublime sous la forme de rhomboïdes si l'opération se fait lentement; dans le cas contraire, il se condense en une masse plus ou moins épaisse.

468. Si l'on fait arriver du chlore gazeux dans une solution de sel ammoniac préparée avec une partie de sel et 20

parties d'eau, le chlore est d'abord absorbé ; quelque temps après la dissolution se trouble ; il se dégage une multitude de petites bulles de gaz, et il se forme des gouttes d'un liquide oléagineux, d'une couleur fauve, d'une odeur piquante, insupportable, dont la pesanteur spécifique est de 1,653. Ce liquide a été découvert par M. Dulong ; il est composé de *chlore* et d'*azote* ; il est très-volatil, et détonne avec la plus grande violence et avec dégagement de calorique et de lumière, lorsqu'on l'expose à la température de 30°, ou qu'on le met en contact avec le phosphore. *Théorie de sa formation.* Une portion de l'ammoniaque du sel employé est décomposée par le *chlore*, qui s'empare de son hydrogène ; l'azote mis à nu s'unit à une certaine quantité de chlore et produit ce liquide détonnant. *Mode de préparation.* On prend un entonnoir de verre, dont l'extrémité, tirée à la lampe, n'offre qu'une petite ouverture, et plonge dans du mercure ; on verse dans l'entonnoir assez de dissolution de sel ammoniac pour en remplir presque toute sa capacité ; et, à l'aide d'un tube de verre que l'on fait plonger dans le liquide, et qui descend jusqu'au fond de l'entonnoir, on introduit une dissolution concentrée de sel commun, qui, étant plus pesante que la dissolution de sel ammoniac, occupe la partie inférieure de l'entonnoir. L'appareil étant ainsi disposé, on fait arriver du chlore au moyen d'un tube recourbé qui plonge dans la couche supérieure formée par le sel ammoniac, et qui ne touche pas la couche inférieure de sel commun : à mesure que le chlorure se forme, il se précipite, traverse la couche inférieure de sel commun, et tombe au fond de l'entonnoir sur le mercure. (Dulong.) On ne pourrait pas l'obtenir si on se bornait à saturer de chlore une solution de sel ammoniac contenue dans une éprouvette, parce que ce sel le décompose. On doit donc disposer l'appareil de manière à ce que le chlorure

soit séparé de la solution de sel ammoniac à mesure qu'il se forme.

469. Si l'on introduit dans une cornue de verre parfaitement sèche un mélange fait avec une partie de *sel ammoniac*, une partie de *chaux* vive et demi-partie de *soufre;* si on place cette cornue dans un fourneau à réverbère, et que l'on fasse communiquer son col avec une allonge et un récipient bitubulé également desséché; si l'une des tubulures du récipient reçoit un tube très-élevé qui ne permette pas à l'air extérieur d'entrer dans l'appareil, on remarquera, lorsque la chaleur aura été graduellement portée jusqu'au rouge, qu'il se produit un liquide jaune volatil qui vient se condenser dans le récipient, que l'on refroidit au moyen de linges mouillés. Ce liquide, agité pendant sept à huit minutes avec du soufre en poudre, dissout ce corps, s'épaissit, acquiert une couleur plus foncée, et constitue l'*hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque* (liqueur fumante de Boyle); il reste dans la cornue, d'après M. Vauquelin, du chlorure de calcium (muriate de chaux), du sulfure de chaux, du sulfate ou du sulfite de chaux. *Théorie.* Avant d'exposer ce qui se passe dans cette opération compliquée, nous devons faire remarquer, 1°. que l'hydro-chlorate d'ammoniaque dont on se sert ne contient pas un atome d'eau; 2°. que l'ammoniaque de cet hydro-chlorate n'est pas décomposée, puisqu'il ne se dégage pas une bulle d'azote; 3°. qu'il est impossible de faire la liqueur de Boyle en substituant à l'hydro-chlorate d'ammoniaque un sel ammoniacal qui ne contienne pas d'acide hydro-chlorique : tel serait, par exemple, le sulfate d'ammoniaque. (Vauquelin.) Ces considérations nous forcent d'admettre que l'acide hydro-sulfurique qui se trouve composer en partie la liqueur de Boyle ne peut avoir été formé qu'aux dépens de l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique du sel ammoniac qui s'est décomposé. Voici

maintenant comment on peut concevoir les phénomènes de cette opération : la chaux décompose l'hydro-chlorate d'ammoniaque, met l'ammoniaque à nu, et se transforme en hydro-chlorate de chaux, que nous pouvons représenter par

(Hydrogène + chlore) + (calcium + oxigène).		
Soufre	+	soufre.
Acide hydro-sulfurique.	Chlorure de calcium.	Acide sulfureux ou sulfurique.

L'acide hydro-chlorique et une *portion* de chaux (oxide de calcium) sont décomposés; le soufre qui fait partie du mélange s'empare, d'une part, de l'hydrogène de l'acide pour former de l'acide hydro-sulfurique qui s'unit avec l'ammoniaque ; il se combine, d'une autre part, avec l'oxigène de l'oxide de calcium pour donner naissance à l'acide sulfureux ou à de l'acide sulfurique ; le chlore et le calcium s'unissent et constituent le chlorure que nous avons dit former la majeure partie du résidu ; enfin, une autre portion de soufre se porte sur de la chaux non décomposée, et la transforme en sulfure de chaux. Cette théorie, bien différente de celle qui a été donnée jusqu'à ce jour, nous paraît être l'expression des faits observés par M. Vauquelin. (Voyez *Hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque*, pour les propriétés de la liqueur de Boyle.)

On emploie le sel ammoniac pour décaper les métaux, dans la teinture, etc.; il sert à préparer l'ammoniaque, le sous-carbonate d'ammoniaque, la liqueur fumante de Boyle, etc. Il doit être regardé comme stimulant, fondant et sudorifique. Associé au quinquina ou à l'extrait de gentiane, à la dose de 24 ou de 36 grains, il est souvent employé avec succès pour combattre les fièvres intermittentes, principalement les fièvres quartes; dissous dans des tisanes sudorifiques, il augmente la transpiration cutanée.

On s'en sert à l'extérieur, comme résolutif, dans un très-grand nombre d'affections cutanées, dans des rhumatismes chroniques, dans les engorgemens atoniques des articulations, dans les anciennes gouttes où il n'y a cependant pas de tophus formés, etc.; il est généralement abandonné dans les maladies syphilitiques. Il entrait autrefois dans la composition de la pierre infernale de *Fallope*, dans l'onguent cathérétique de Barbette, quoique, par lui-même, il n'ait pas de vertu corrosive. M. Smith a prouvé que son application sur le tissu cellulaire des chiens était suivie de vomissemens, des symptômes qui constituent l'ivresse, et de la mort. Un gros 20 grains de ce sel sur la cuisse d'un petit chien d'un pied de haut suffirent pour le faire périr au bout de douze heures : à l'ouverture du cadavre, on trouva une multitude de petites ulcérations gangreneuses dans la membrane muqueuse de l'estomac.

Préparation. On mêle le sulfate d'ammoniaque avec l'hydro-chlorate de soude (voyez *Préparation de ce sulfate*, pag. 434); il en résulte du sulfate de soude et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. On fait évaporer ce mélange pour obtenir cristallisée la majeure partie du sulfate de soude. On décante l'eau-mère, qui contient tout l'hydro-chlorate d'ammoniaque et une portion de sulfate de soude; on la réduit à siccité par l'évaporation; on met la masse dans des ballons à long col, disposés dans des fourneaux de manière à ce que la partie supérieure du col soit hors du fourneau et en contact avec l'air froid; on chauffe graduellement pendant trois jours; on casse après les ballons pour en retirer l'hydro-chlorate d'ammoniaque que l'on trouve sublimé à leur partie supérieure. Il est important, vers le troisième jour, de plonger de temps en temps une tige de fer dans le col de ces vases pour empêcher que le sel volatilisé ne les obstrue. En Egypte, on fait brûler la fiente des chameaux desséchée au soleil, et

on chauffe, dans un appareil analogue à celui que nous venons de décrire, la suie qui provient de cette opération, et qui contient de l'hydro-chlorate d'ammoniaque.

470. *Hydro-chlorate ammoniaco-magnésien.* On ne trouve jamais ce sel dans la nature. Il a une saveur amère et urineuse ; il est déliquescent, très-soluble dans l'eau, décomposable au feu, et sans usages.

Préparation. On l'obtient en versant de l'ammoniaque dans de l'hydro-chlorate de magnésie dissous : on filtre pour séparer la portion de magnésie précipitée, et on fait évaporer la liqueur.

471. *Hydriodate d'ammoniaque.* Il est constamment le produit de l'art ; on l'obtient cristallisé en cubes ; il est très-soluble et déliquescent ; chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se sublime en partie. La portion sublimée est d'un gris blanc. Cette décomposition est beaucoup plus marquée si le sel est en contact avec l'air. Il est sans usages.

Préparation. Ier Procédé. (*Voyez* § 202.)

472. *Hydro-sulfate d'ammoniaque.* Ce sel paraît être un produit de l'art ; celui qui se trouve dans les fosses d'aisance est à l'état d'hydro-sulfate sulfuré. Il cristallise en aiguilles ou en lames cristallines ; il est très-soluble dans l'eau, principalement lorsqu'il contient un excès d'ammoniaque ; il est très-volatil ; exposé à l'air, il absorbe l'oxigène, jaunit, et passe à l'état d'hydro-sulfate sulfuré. On s'en sert comme réactif.

Préparation. (*Voyez* § 235.)

473. *Hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque* (liqueur fumante de Boyle). Il est liquide, d'une couleur brune rougeâtre, d'une consistance presque sirupeuse, d'une saveur et d'une odeur désagréables. Mis en contact avec l'air ou avec le gaz oxigène sec ou humide, il répand des vapeurs blanches plus ou moins épaisses, tandis que ce phéno-

mène n'a presque pas lieu si on le place dans une cloche remplie de gaz hydrogène ou de gaz azote; il paraît donc que la formation de ces vapeurs dépend du gaz oxigène. On ignore comment ce sel agit sur ces gaz : peut-être se transforme-t-il en sulfite d'ammoniaque. Il est employé comme réactif.

Préparation. (Voyez *Hydro-chlorate d'ammoniaque*, pag. 442.)

474. *Hydro-phtorate d'ammoniaque* (fluate). On ne le trouve pas dans la nature; il est excessivement soluble dans l'eau, difficile à cristalliser, et doué d'une saveur très-piquante. Lorsqu'on le chauffe, il passe à l'état d'hydro-phtorate acide qui ne tarde pas à se volatiliser. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 239.)

475. *Phtoro-borate d'ammoniaque* (fluo-borate). On connaît trois espèces de ce sel; l'une solide, et les deux autres liquides : celles-ci contiennent plus d'ammoniaque : aussi se solidifient-elles lorsqu'on vient à en dégager ce corps par l'action de la chaleur.

Préparation. (*Voy.* § 202, 1er procédé.)

Des Métaux de la troisième classe.

Ces métaux, au nombre de quatre, savoir, le manganèse, le zinc, le fer et l'étain, décomposent l'*eau* à une chaleur rouge; les trois premiers la décomposent aussi à froid; la décomposition par le manganèse, à la température ordinaire, est même assez rapide. Ils absorbent l'*oxigène* à la température la plus élevée, et donnent des oxides dont la couleur varie, et qui sont irréductibles *par la chaleur de nos fourneaux*. L'acide *sulfurique* concentré n'agit point sur eux à froid; mais si on élève la température, il se décompose en partie, leur cède une portion de son oxigène,

passe à l'état de gaz acide sulfureux, et l'oxide formé se combine avec la portion d'acide sulfurique non décomposé. L'acide *nitrique* concentré agit rapidement sur tous les métaux de cette classe, se décompose en partie, les oxide, et dissout *le plus souvent* l'oxide formé. Pour concevoir ce qui se passe dans cette opération, *voy.* la *théorie de l'extraction du gaz deutoxide d'azote*, pag. 180.

Il arrive quelquefois que l'oxide formé n'est pas susceptible de se combiner avec l'acide nitrique; enfin, nous verrons dans les histoires particulières de ces métaux que, dans certaines circonstances, l'eau qui entre dans la composition de l'acide est également décomposée, et alors il se produit du nitrate d'ammoniaque. L'acide *hydro-chlorique* liquide dissout ces métaux après les avoir oxidés: en effet, l'eau se décompose; son oxigène se combine avec le métal, et l'hydrogène se dégage.

Des Oxides de la troisième classe.

Ces oxides sont au nombre de dix: trois sont formés par le manganèse, deux par le zinc, trois par le fer, et les deux autres par l'étain; ils sont tous solides, d'une couleur variable; ils sont insolubles dans l'eau, sans action sur l'*infusum* de tournesol et sur le sirop de violette. Ils sont tous solubles dans la potasse ou dans la soude, excepté ceux de fer. L'action qu'ils exercent sur les acides varie.

Des Sels de la troisième classe.

Les sels solubles de cette classe sont tous précipités par la potasse, la soude et l'ammoniaque. Les hydro-sulfates solubles, et l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate de potasse et de fer) les précipitent également, et les précipités sont diversement colorés.

Du Manganèse.

476. Le manganèse n'a jamais été trouvé dans la nature à l'état natif; il y existe, 1°. combiné avec l'oxigène; 2°. avec l'oxigène et l'acide carbonique ou l'acide phosphorique. Il est solide, d'une couleur blanche jaunâtre, beaucoup plus brillante que celle du fer; très-cassant, très-dur et grenu. Sa pesanteur spécifique est de 6,85.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, le manganèse n'entre en fusion qu'à la température de 160° du pyromètre de Wedgwood. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxigène*, il s'oxide avec dégagement de calorique et de lumière, lance en tous sens des étincelles, et se transforme en deutoxide si la température est très-élevée. Ces gaz humides le font également passer à l'état d'oxide à la température ordinaire, mais beaucoup plus lentement et sans dégagement sensible de calorique et de lumière.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent sur lui aucune action. Le *phosphore* peut se combiner avec lui à une température élevée, et donner un phosphure blanc, brillant, très-cassant, plus fusible que le manganèse, qui se transforme en phosphate lorsqu'on le fait chauffer avec du gaz oxigène ou de l'air. On ne parvient qu'avec la plus grande difficulté à combiner directement le *soufre* avec le manganèse : cependant il existe un sulfure de manganèse que l'on peut obtenir par le 2e procédé. (*Voy.* § 180.) Ce sulfure est terne, insipide, plus fusible que le manganèse, inaltérable à l'air, indécomposable par la chaleur, à moins qu'il ne soit en contact avec l'air ou avec le gaz oxigène; car alors il passe à l'état de sulfate ou de deutoxide, suivant que la température est plus ou moins élevée, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Il est formé, suivant M. Vauquelin, de 100 parties de métal et de 34,23 de soufre. En le sup-

posant composé d'un atome de soufre, dont le poids est 2, et de deux atomes de manganèse, qui pèsent 7, il serait formé de 100 de manganèse et de 28,57 de soufre.

On ignore comment l'*iode* agit sur ce métal Chauffé et mis en contact avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe, rougit et se transforme en *chlorure* de manganèse solide, verdâtre, squammeux, brillant, fusible, susceptible de décomposer l'eau, et de passer à l'état de proto-hydro-chlorate soluble. D'après M. John Davy, ce chlorure est formé de 100 parties de chlore et de 85,18 de manganèse. Le manganèse est sans action sur l'*azote*.

Il décompose l'*eau* à toutes les températures et s'oxide : la décomposition de ce liquide s'opère au bout de quelques minutes, même à froid, si le métal est finement pulvérisé. Il n'agit point sur le gaz *oxide de carbone* ; mais il enlève l'oxigène au *protoxide d'azote*, et il exerce probablement la même action sur le deutoxide d'azote. Il ne paraît point décomposer l'acide *borique*. On ignore comment il agit sur le gaz acide *carbonique* ; il s'empare de l'oxigène de l'acide *phosphorique* à une température élevée. Il ne décompose l'acide *sulfurique* concentré qu'à l'aide de la chaleur, et il en résulte du gaz acide sulfureux et du proto-sulfate de manganèse. On obtient le même sulfate en employant l'acide sulfurique affaibli ; mais dans ce cas, l'eau est décomposée, et par conséquent il y a dégagement de gaz hydrogène. On ignore comment les acides *sulfureux*, *iodique* et *chlorique* agissent sur ce métal. L'acide *nitrique* est en partie décomposé par lui, et le transforme en protoxide qui se dissout dans la portion d'acide non décomposé. Le gaz acide *hydro-chlorique* est également décomposé par ce métal à une température élevée ; il se forme du chlorure de manganèse, et l'hydrogène est mis à nu. Si l'acide est dissous dans l'eau, celle-ci est décomposée ; le métal s'oxide pour se dissoudre dans l'a-

cide, et l'hydrogène se dégage à l'état de gaz. Le manganèse est sans usages.

Poids d'un atome de manganèse. Le protoxide de manganèse paraît formé de 100 parties de manganèse et de 28,75 d'oxigène; en le supposant composé d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera de 3,5.

477. *Extraction.* On traite le peroxide de manganèse par l'acide hydro-chlorique liquide pour le débarrasser du carbonate de fer, etc. (*Voy.* pag. 83.) Lorsqu'il est lavé et desséché, on en fait une pâte en le mêlant avec du noir de fumée et de l'huile; on lui donne la forme d'une boule que l'on chauffe dans un creuset brasqué, fermé par un couvercle; ce creuset doit être supporté, d'une manière solide, par la grille d'un fourneau de forge, et soumis, pendant une heure et demie, à l'action d'un feu très-violent, alimenté par un bon soufflet: l'oxigène de l'oxide se porte sur le charbon, et le métal est mis à nu.

Des Oxides de Manganèse.

On connaît trois oxides de manganèse.

478. *Protoxide.* Il est le produit de l'art; il est vert quand il est sec, mais il ne tarde pas à passer au brun; sa couleur est blanche lorsqu'il est uni à l'eau; il absorbe facilement le gaz oxigène et brunit; on peut le réduire en oxigène et en manganèse au moyen du chalumeau à gaz de Brooks (Clarke). Il se dissout dans les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique, et forme des sels. Il n'a point d'usages. On l'obtient en décomposant la dissolution de proto-sulfate ou de proto-hydro-chlorate de manganèse, par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; on lave l'oxide précipité avec de l'eau privée d'air, et on l'enferme dans des flacons bouchés à l'éméri.

Composition. MM. Berzelius et Arvidson l'ont trouvé formé de 100 parties de métal et de 28,105 d'oxigène : cependant en ayant égard aux analyses du sulfate et du carbonate de protoxide de manganèse, on voit que la quantité d'oxide saturé par ces acides est de 4,5 : dans ce cas, si l'oxide est formé d'un atome d'oxigène et d'un atome de métal, il doit être composé de 100 de métal et de 28,75 d'oxigène.

479. *Deutoxide.* On le trouve combiné avec l'eau à l'état d'hydrate, à Undenas en Westrogothie ; il est noir ; soumis à l'action d'une chaleur rouge, il donne un peu de gaz oxigène, et laisse une *poudre rouge*, que les acides transforment en protoxide vert et en deutoxide noir. (*Voy.* § 484.) Suivant M. Clarke, il peut être décomposé en oxigène et en manganèse au moyen du chalumeau à gaz. Il est susceptible d'absorber de l'oxigène et de passer à l'état de tritoxide à une chaleur voisine du rouge brun. Traité par les acides sulfurique ou nitrique, il se décompose, se transforme en protoxide qui se dissout dans les acides pour former du proto-sulfate ou du proto-nitrate, et en peroxide qui se précipite. L'acide hydro-chlorique est en partie décomposé par lui, et le décompose; l'hydrogène de l'acide se combine avec une portion de l'oxigène du deutoxide pour former de l'eau; le chlore se dégage, et le protoxide résultant se dissout dans l'acide non décomposé. On ne l'emploie que dans les laboratoires. On l'obtient en décomposant le proto-nitrate de manganèse à une chaleur rouge-brun, ou en faisant brunir le protoxide dans l'air. Il est formé, d'après MM. Berzelius et Arvidson, de 100 parties de métal et de 42,16 d'oxigène.

480. *Peroxide de manganèse.* Cet oxide est très-répandu dans la nature. Il existe sous la forme d'aiguilles brillantes dans le département de la Moselle, en Bohême, en Saxe, au Hartz sous la forme de masses, près de Périgueux, dans le département des Vosges, près de Mâcon, etc.;

il est rarement pur; les substances qui l'accompagnent le plus souvent sont les carbonates de chaux, de fer, la silice, quelquefois la baryte, l'eau et le fluate de chaux. Il est brun-noirâtre, sans action sur l'air et sur le gaz oxigène; il se transforme en gaz oxigène et en une poudre rouge au-dessus du rouge-cerise (*voyez* § 484); et, d'après M. Clarke, en manganèse et en oxigène s'il est exposé à l'action du chalumeau à gaz. Il est décomposé par le soufre à une température élevée, et il se forme du gaz acide sulfureux et du sulfure de manganèse. Il se dissout à froid dans l'acide sulfurique concentré ou peu délayé. Traité par l'acide hydro-chlorique, il passe à l'état de protoxide comme le précédent, et se dissout dans l'acide non décomposé.

Action des alcalis sur le peroxide de manganèse. Schéele a prouvé le premier que lorsqu'on fait chauffer le peroxide de manganèse avec 7 ou 8 parties de potasse, le mélange fond, et donne, au bout de vingt ou vingt-cinq minutes, une masse verte qu'il a appelée *caméléon minéral.* MM. Edwards et Chevillot viennent de démontrer que la soude, la baryte et la strontiane produisent le même phénomène. Quelle est la nature de ces divers caméléons? Les chimistes avaient pensé que le caméléon de potasse, le seul qui fût connu avant le travail de MM. Edwards et Chevillot, était composé de potasse et d'un oxide de manganèse beaucoup moins oxidé que le peroxide dont on se sert pour le préparer; ils avaient même cru pouvoir expliquer les divers changemens qu'il éprouve à l'air, en admettant que l'oxide peu oxidé s'emparait de l'oxigène de l'atmosphère; mais il est aisé de prouver que cette opinion est dénuée de fondement: en effet, lorsqu'on chauffe dans un tube recourbé de la potasse pure et du peroxide de manganèse également pur, et sans le contact de l'*air* ou du gaz *oxigène*, il ne se forme que peu ou point de caméléon vert. Si l'on chauffe dans une petite cloche courbe, conte-

naut du gaz oxigène, de la potasse caustique à l'alcool, et du peroxide de manganèse pur, le caméléon se forme de suite à une douce chaleur; il y a absorption de gaz oxigène, et l'eau de la potasse se dégage; la quantité d'oxigène absorbé augmente jusqu'à de certaines limites, à mesure que l'on augmente la quantité de peroxide de manganèse (1). Le caméléon de potasse est donc formé de *peroxide de manganèse*, d'*oxigène*, de *potasse* et d'*eau*; il est même probable que le peroxide de manganèse, en absorbant l'oxigène, s'est transformé en un acide que l'on pourrait appeler *manganésique*, et, dans ce cas, le caméléon serait du *manganésiate de potasse*.

481. *Propriétés du caméléon de potasse.* Il existe un certain nombre de caméléons de potasse : nous nous bornerons à en examiner deux, savoir : le caméléon pourpre et le vert.

482. *Caméléon pourpre.* Il est sous la forme d'aiguilles plus ou moins longues, d'une couleur violette brillante ou d'une teinte brunâtre. Il est neutre, et par conséquent sans excès de potasse. Chauffé dans un tube recourbé, il se transforme en gaz oxigène, en peroxide de manganèse et en caméléon vert (manganésiate de potasse avec excès d'alcali). Il est évident que, dans cette expérience, une portion d'acide manganésique a été décomposée, tandis que l'autre portion est restée unie avec toute la potasse pour former le caméléon vert. L'hydrogène, le phosphore, le soufre, le charbon, l'arsenic et l'antimoine, chauffés avec le *caméléon pourpre*, le décomposent avec plus ou moins d'énergie, s'emparent de la majeure partie de l'oxigène de

(1) Pour éviter toute source d'erreur, MM. Edvards et Chevillot se sont assurés que la même quantité de potasse, chauffée au même degré, absorbe moins d'oxigène que quand elle est mêlée avec le peroxide de manganèse.

l'acide manganésique, et le changent en *protoxide vert :* cette décomposition a quelquefois lieu par la simple trituration, et souvent elle est accompagnée de détonnation. Mis dans l'eau, le *caméléon pourpre* lui communique une belle teinte violette; quelques atomes suffisent pour colorer une grande quantité de liquide : si on ajoute à une dissolution concentrée de *caméléon pourpre* une dissolution également concentrée de *potasse*, on la fait passer au pourpre foncé, à l'indigo, au bleu et au vert, en la transformant ainsi en *caméléons* avec excès d'alcali, ou en *sous-manganésiates;* les quantités d'alcali et d'eau, la température et l'agitation influent singulièrement sur l'apparition de ces nuances. Exposée à l'air, la dissolution de caméléon rouge finit par se décomposer entièrement en précipitant une poudre de couleur fauve, phénomène qui dépend de ce que l'oxigène de l'acide manganésique se combine avec l'hydrogène et le carbone des corpuscules végétaux et animaux qui flottent dans l'air : aussi y a-t-il formation d'eau et d'acide carbonique.

Préparation du caméléon rouge. On fait chauffer dans le gaz oxigène, ou avec le contact de l'air, *parties égales* de peroxide de manganèse et de potasse pure; lorsque le mélange a été exposé, pendant vingt ou vingt-cinq minutes, à une chaleur rouge, on le retire du feu, on le laisse refroidir, et on le met dans l'eau; on obtient, par ce moyen, une dissolution rouge, ou du moins une dissolution très-chargée de caméléon vert, qui passe au pourpre en donnant un précipité; on la décante, et on la fait évaporer rapidement jusqu'à ce qu'il se forme de petites aiguilles; on expose ensuite la liqueur à une chaleur inférieure à celle de l'eau bouillante, et on obtient des cristaux pourpres plus ou moins foncés.

483. *Du caméléon de potasse vert.* Lorsqu'au lieu d'employer parties égales de peroxide et de potasse, on prend

7 parties d'alcali et une partie d'oxide, on obtient le caméléon vert, ou le manganésiate de potasse avec le plus grand excès d'alcali possible.

Propriétés. Il n'est pas entièrement soluble dans l'eau; lorsqu'on le met dans ce liquide, il y a toujours une portion d'oxide qui reste au fond du vase; la partie dissoute donne au liquide une couleur verte: conservée dans des flacons fermés, cette liqueur passe au bleu, et laisse déposer une poudre fine jaune. Si, lorsqu'elle est encore verte, on la mêle avec l'eau froide, ou mieux encore avec l'eau bouillante, ou avec l'acide carbonique, elle passe au rouge, et présente une série de couleurs qui sont dans l'ordre des anneaux colorés, savoir: le vert, le bleu, le violet, l'indigo, le pourpre et le rouge (M. Chevreul). Ces réactifs agissent en s'emparant de l'excès de potasse du caméléon vert, et en le transformant en *manganésiate de potasse neutre* (caméléon rouge). Par la même raison, les acides le rendent toujours rose. Lorsqu'on verse dans une dissolution neutre de caméléon rouge du caméléon vert, celui-ci cède une portion de potasse à l'autre, et il y a nécessairement changement de couleur.

Usages du peroxide de manganèse. Il est employé, 1°. pour préparer le gaz oxigène, le chlore et plusieurs sels de manganèse; 2°. pour la construction des piles sèches de M. Zamboni; 3°. dans la fabrication du verre. On se sert en médecine d'un onguent composé de deux parties et demie de peroxide de manganèse et de 5 parties d'axonge; on l'emploie dans les maladies chroniques de la peau, telles que la gale, les dartres, la teigne, etc. M. Jadelot en a obtenu des succès marqués contre la dernière de ces affections. M. Denis Morelot pense qu'il est plus utile dans les dartres ulcérées que dans celles qui sont miliaires et écailleuses.

Composition. MM. Berzelius et Arvidson le croient formé

de 100 parties de métal et de 56,21 d'oxigène. En le supposant composé d'un atome de manganèse et de deux atomes d'oxigène, il renfermerait, sur 100 parties de métal, 57,5 d'oxigène.

Préparation. On fait digérer pendant vingt ou vingt-cinq minutes le peroxide que l'on trouve dans la nature avec de l'acide hydro-chlorique étendu de son poids d'eau, afin de décomposer les carbonates de fer et de chaux qu'il contient habituellement; on décante la dissolution et on lave le résidu.

484. Indépendamment des trois oxides dont nous venons de parler, M. Arvidson en admet un quatrième d'une couleur rouge, qu'il regarde comme formé de protoxide et de deutoxide, et dans lequel il a trouvé 100 parties de manganèse et 37,47 d'oxigène.

Des Sels formés par le protoxide de manganèse.

485. Ces sels sont incolores lorsqu'ils ont été convenablement purifiés. Ceux qui sont solubles dans l'eau sont précipités en blanc, 1°. par la potasse, la soude et l'ammoniaque; l'oxide précipité ne tarde point à jaunir, et finit par noircir en absorbant l'oxigène de l'air; on peut le faire passer sur-le-champ au noir en y versant une dissolution de chlore : dans ce cas, l'eau sera décomposée; son oxigène transformera le protoxide en tritoxide noir, et l'hydrogène fera passer le chlore à l'état d'acide hydro-chlorique. Si l'on verse sur le protoxide précipité un excès d'ammoniaque, il sera dissous, et l'on obiendra un sel double de manganèse et d'ammoniaque. 2°. Par les hydro-sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque : le précipité est de l'hydro-sulfate de manganèse plus ou moins sulfuré; 3°. par l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate); 4°. par les carbonates et les sous-carbonates de potasse et

de soude : le carbonate précipité ne change pas de couleur; 5°. par les phosphates et les borates solubles. L'eau saturée d'acide hydro-sulfurique ne les trouble point.

486. *Carbonate de protoxide de manganèse.* On le trouve en Transylvanie; il est plus dur que le verre; sa couleur est blanche, rose ou jaune; celui qui est le produit de l'art est constamment blanc; il est insipide et insoluble dans l'eau; chauffé dans un petit tube sans le contact de l'air, il se décompose en gaz acide carbonique et en protoxide vert; s'il a, au contraire, le contact de l'air, il fournit du deutoxide de manganèse rouge-brun. Il est sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

487. *Proto-phosphate de manganèse.* On le trouve près de Limoges, combiné avec une très-grande quantité de phosphate de fer, qui lui donne une couleur brune ou rougeâtre : du reste il a été peu étudié.

488. *Proto-sulfate de manganèse.* Il est le produit de l'art, et sous la forme de prismes rhomboïdaux transparens, d'une couleur blanche, doués d'une saveur amère, styptique, décomposables par le feu et très-solubles dans l'eau. Il n'a point d'usages.

Préparation. On peut l'obtenir avec l'acide sulfurique affaibli et le métal; mais le plus souvent on le prépare en faisant bouillir le deutoxide pur avec l'acide étendu de son poids d'eau.

489. *Proto-nitrate de manganèse.* On ne le trouve pas dans la nature; il est blanc, déliquescent et très-soluble dans l'eau; il cristallise difficilement et n'a point d'usages.

Préparation. On peut l'obtenir par le cinquième procédé (*voyez* § 202), ou bien en faisant chauffer le deutoxide et l'acide; enfin, il peut être préparé en traitant l'acide étendu d'eau par un mélange de peroxide et de gomme, de sucre, ou de toute autre substance avide d'oxi-

gène, et capable de ramener le peroxide à l'état de protoxide.

490. *Proto-hydro-chlorate de manganèse.* Il est le produit de l'art; sa couleur est blanche, sa saveur styptique; il cristallise lorsqu'il est abandonné à lui-même; il attire l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau; desséché, il se transforme en chlorure. Il n'est pas employé.

Préparation. On peut l'obtenir avec le métal et l'acide faible; mais le plus souvent on le prépare en faisant chauffer le peroxide ou le deutoxide avec de l'acide hydrochlorique; il se dégage du chlore, et le sel reste en dissolution. (*Voyez* pag. 134.)

491. *Proto-hydro-sulfate.* On ne le trouve pas dans la nature; il est blanchâtre, insipide, insoluble dans l'eau et sans usages.

Le *borate*, le sulfite, le phosphite l'hypo-phosphite, l'iodate, le chlorate, le nitrite et l'hydriodate de protoxide de manganèse sont inconnus.

On ne connaît point de sels de deutoxide de manganèse. (Voyez *Deutoxide.*)

Des Sels formés par le peroxide de manganèse.

492. On ne peut combiner cet oxide qu'avec l'acide sulfurique concentré ou légèrement étendu d'eau; plusieurs chimistes pensent même que la dissolution que l'on obtient ne renferme pas le peroxide, mais qu'elle est formée par le deutoxide. Quoi qu'il en soit, cette dissolution est colorée en rouge-violet; elle est précipitée en jaune-brun par l'eau, surtout lorsqu'elle a été préparée à l'aide d'une douce chaleur; l'acide nitreux concentré, l'acide sulfureux, l'acide hydro-sulfurique et l'hydro-chlorate de protoxide d'étain, la décolorent sur-le-champ, s'emparent d'une portion d'oxigène de l'oxide, et la ramènent à l'état de sulfate de protoxide de manganèse.

Préparation. On fait agir à froid le peroxide de manganèse sur l'acide sulfurique concentré ou étendu d'eau : à l'aide d'une très-douce chaleur, on parvient à faire dissoudre une plus grande quantité d'oxide.

Du Zinc.

On ne trouve jamais ce métal dans la nature à l'état de pureté ; on le rencontre, 1°. à l'état de calamine, qui n'est autre chose que de l'oxide de zinc hydraté uni quelquefois à la silice ; 2°. à l'état de blende (sulfure de zinc et de fer). M. Macquart a trouvé en Sibérie une mine de zinc que M. Vauquelin a reconnu être du carbonate. Le zinc est un métal solide, d'une couleur blanche-bleuâtre, d'une structure lamelleuse, ductile, et surtout malléable, peu dur; sa pesanteur spécifique est de 7,1.

493. *Chauffé* dans une cornue de grès sans le contact de l'air, il fond au-dessous de la chaleur rouge, et ne tarde pas à se volatiliser si on le chauffe davantage; la vapeur qui en résulte se condense en partie dans le col de la cornue, en partie dans le récipient dans lequel on a mis de l'eau. Si le zinc fondu est en contact avec le gaz *oxigène* et qu'on l'agite, il absorbe ce gaz avec énergie et le solidifie; il y a dégagement de calorique, et il se produit une belle flamme blanche un peu bleuâtre, extrêmement éclatante; le zinc passe à l'état d'oxide blanc. L'*air atmosphérique* agit sur lui de la même manière, mais avec moins d'intensité, comme on peut s'en assurer en faisant fondre ce métal dans un creuset ouvert et en l'agitant : l'oxide blanc formé est entraîné par l'air dans l'atmosphère en raison de sa légèreté. Il est évident que, dans cette expérience, l'azote est mis à nu. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent aucune action sur le zinc.

494. Le *phosphore* ne paraît pas avoir la plus grande ten-

dance à s'unir avec ce métal : cependant on peut opérer cette combinaison en jetant peu à peu du phosphore et une petite quantité de résine sur du zinc fondu ; celle-ci s'oppose à l'oxidation du métal ; le *phosphure* qui en résulte est brillant, d'un blanc de plomb, presque aussi fusible que le zinc, et répand une odeur alliacée lorsqu'on l'aplatit sous le marteau. Le *soufre*, à une température élevée, peut se combiner avec ce métal et donner naissance à un sulfure solide, terne, sans saveur, moins fusible que le métal, décomposable par la chaleur, et qui s'empare de l'oxigène de l'air à une température élevée. Le sulfure naturel, que l'on trouve principalement en France, dans les départemens de l'Isère, du Pas-de-Calais, des Côtes-du-Nord et des Hautes-Pyrénées, et qui porte le nom de *blende*, est jaune, roussâtre, brun ou noir, suivant la quantité d'oxide de fer qu'il renferme ; il perd le soufre lorsqu'on le soumet à l'action du chalumeau de Brooks (Clarke) ; le métal s'oxide et se volatilise. Il est formé de 59,09 de zinc, de 28,86 de soufre, et de 12,05 de fer (Thomson). On s'en sert pour préparer en grand le *sulfate* de zinc. L'*iode* se combine facilement avec ce métal réduit en poudre, même à une température peu élevée ; l'*iodure* de zinc est très-fusible, et se volatilise en beaux prismes quadrangulaires, aciculaires ; il est déliquescent et très-soluble dans l'eau, mais il décompose ce liquide : en effet, le zinc s'empare de son oxigène, passe à l'état d'oxide, et l'iode forme avec l'hydrogène de l'acide hydriodique qui dissout l'oxide métallique. Il est formé de 100 parties d'iode et de 26,52 de zinc, ou d'un atome de zinc, dont le poids est 4,125, et d'un atome d'iode, qui pèse 15,625.

495. Le zinc dont la température a été élevée absorbe rapidement le *chlore*, le solidifie et se transforme en *chlorure* ; il y a dans cette expérience dégagement de calorique et de lumière ; le chlorure obtenu est blanc, fusible, vo-

latil au-dessous de la chaleur rouge, et composé de 100 parties de zinc et de 102 parties de chlore; en le supposant formé d'un atome de chlore et d'un atome de zinc, il consistera en 100 parties de chlore et 91,6 de zinc. Il se dissout dans l'eau, et passe à l'état d'hydro-chlorate. L'*azote* n'exerce aucune action sur ce métal. Si l'on fait passer de l'*eau* en vapeur dans un tube de porcelaine rouge contenant du zinc, celui-ci en absorbe l'oxigène, et l'hydrogène est mis à nu; la décomposition de l'eau a également lieu à froid, mais beaucoup plus lentement. Le gaz *oxide de carbone* est sans action sur ce métal; on ignore comment l'*oxide de phosphore* agit sur lui; il décompose le *protoxide d'azote* à une température élevée, et il est probable qu'il opère aussi la décomposition du deutoxide d'azote (gaz nitreux).

Il est sans action sur l'acide *borique;* on ignore comment il agit sur le gaz acide *carbonique*, mais il est probable qu'il le décompose. Lorsqu'on le met en contact avec l'acide *carbonique* dissous dans l'eau, celle-ci est rapidement décomposée; il se dégage du gaz hydrogène et le métal oxidé se dissout dans l'acide. A une température très-élevée, il enlève l'oxigène à l'acide *phosphorique*. L'acide *sulfurique* concentré cède une portion de son oxigène au zinc lorsqu'on chauffe le mélange, et se transforme en gaz acide sulfureux, tandis que le métal oxidé passe à l'état de sulfate en se combinant avec l'acide non décomposé. Si l'acide sulfurique est très-affaibli par l'eau, celle-ci est rapidement décomposée à froid; il y a dégagement de gaz hydrogène et formation de sulfate de zinc. On ignore comment le gaz acide *sulfureux* agit sur ce métal. L'acide *chlorique* le dissout sans qu'il se dégage aucun gaz; l'eau n'est pas décomposée. Ne pourrait-on pas, comme le dit M. Vauquelin, supposer que le zinc a été oxidé par l'oxigène d'une portion d'acide chlorique qui se décomposerait, et regarder

ce produit comme une combinaison triple de chlore, d'acide chlorique et d'oxide de zinc? . . . L'acide *nitrique* est en partie décomposé par ce métal, qui lui enlève une certaine quantité d'oxigène, et met de l'azote, du deutoxide et du protoxide d'azote à nu; l'oxide de zinc formé se combine avec l'acide nitrique non décomposé et se transforme en nitrate. L'acide *nitreux* est également décomposé en partie, et il se forme, à la température ordinaire, de l'hypo-nitrite de zinc. Le gaz acide *hydro-chlorique* sec, chauffé avec ce métal, le fait passer à l'état de *chlorure*, et l'hydrogène est mis à nu. Si l'acide hydro-chlorique contient de l'eau, celle-ci seulement est décomposée; le gaz hydrogène se dégage, et l'oxigène fait passer le zinc à l'état d'oxide, qui se dissout dans l'acide hydro-chlorique. Le zinc décompose le gaz acide *hydro-sulfurique*, s'empare du soufre, et l'hydrogène est mis à nu.

L'*ammoniaque* liquide et concentrée exerce sur ce métal une action remarquable dont nous devons les détails à Delassonne. A l'aide d'une légère chaleur, et même à froid, l'eau de l'ammoniaque est décomposée; son oxigène se porte sur le métal; l'hydrogène se dégage, et l'oxide formé se dissout dans l'ammoniaque; cette dissolution, évaporée, fournit des cristaux d'où l'on peut dégager l'ammoniaque par la chaleur. Le zinc est employé pour faire des conduits, des gouttières, des baignoires, des couvertures de toits; on s'en sert aussi pour faire des casseroles et plusieurs autres ustensiles; mais nous pensons qu'il est imprudent d'en faire usage dans les cuisines; car il est parfaitement prouvé que les dissolutions de sel commun, d'acide acétique, d'acide oxalique, citrique, qui entrent dans la composition de plusieurs alimens, facilitent son oxidation et sa dissolution : or, l'ingestion d'une préparation de zinc peut, dans quelques circonstances, être suivie d'accidens fâcheux : le beurre fondu dans des vases de zinc les attaque

également, favorise l'oxidation du métal et dissout l'oxide. On emploie encore le zinc pour la construction de la pile de Volta, pour préparer l'oxide blanc (fleurs de zinc), le gaz hydrogène, le laiton, et un alliage d'étain dont on fait usage pour frotter les coussins des machines électriques.

Poids d'un atome de zinc. Il résulte des diverses analyses de l'oxide de zinc qu'il est formé de 100 parties de métal et d'une quantité d'oxigène qui a varié depuis 24,6 jusqu'à 25. En adoptant la moyenne de ces évaluations, et en supposant que l'oxide de zinc est composé d'un atome d'oxigène et d'un atome de métal, le poids de ce dernier sera 4,125.

Extraction. On introduit dans des tuyaux de terre fermés par une de leurs extrémités, un mélange de charbon et de *calamine* calcinée; ces tuyaux traversent un fourneau, et sont légèrement inclinés, de manière que leur extrémité ouverte est plus élevée que l'autre, et communique avec d'autres tuyaux inclinés dans un sens opposé : c'est, en quelque sorte, un appareil distillatoire dans lequel la cornue serait représentée par les premiers tuyaux, et le récipient par les autres. On chauffe fortement; la calamine, formée d'oxide de zinc, de silice, d'eau, d'un peu d'oxide de fer, de carbonate de chaux et d'alumine, se décompose; le zinc provenant de la décomposition de l'oxide par le charbon se sublime, se condense dans les tuyaux extérieurs, d'où on le fait tomber dans un bassin de réception; on le fait fondre et on le verse dans le commerce. On fait cette exploitation dans le département de l'Ourthe.

De l'Oxide de zinc (fleurs de zinc, *pompholix*, *nihil album*, *lana philosophica*).

496. On trouve cet oxide dans la nature ; il entre pour beaucoup dans la composition de la calamine et du zinc gahnite ; on le rencontre quelquefois sous la forme de petits cristaux limpides. L'oxide de zinc est blanc, doux au toucher, fixe lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés, décomposable par la pile; il absorbe, à la température ordinaire, l'acide carbonique de l'air; fortement chauffé avec du charbon, il perd son oxigène et il se forme du gaz oxide de carbone. Il se combine parfaitement avec les acides, et se dissout à merveille dans la potasse, la soude ou l'ammoniaque. Il doit être regardé comme un excellent anti-spasmodique ; il a été surtout excessivement utile dans l'épilepsie, où il a été quelquefois employé seul et avec le plus grand succès : on peut l'administrer depuis 6, 8 grains par jour, jusqu'à un demi-gros, mêlé avec du sucre, de la gomme ou toute autre poudre, et divisé en plusieurs prises ; on le donne quelquefois associé à la jusquiame noire et a la valériane, pour combattre certaines névralgies faciales rebelles ; on fait prendre ordinairement deux pilules par jour, composées d'un grain d'oxide de zinc et d'une égale quantité d'extrait de jusquiame et de valériane, et on augmente progressivement la dose. La *tuthie*, qui est de l'oxide de zinc grisâtre et impur, fait partie de certains collyres fortifians, du baume vert, de l'opodeldoch, etc. ; on compose avec elle et du sucre candi une poudre que l'on souffle dans les yeux pour dissiper les taies ; il serait préférable d'employer de l'oxide de zinc pur.

Préparation. On fait fondre le métal dans un creuset; il ne tarde pas à être oxidé par l'air et à donner des flo-

cons blancs qui s'attachent aux parois du creuset et que l'on enlève avec une spatule à mesure qu'ils se forment.

Composition. En supposant l'oxide de zinc formé d'un atome de métal et d'un atome d'oxigène, il sera composé de 100 parties de zinc et de 24 d'oxigène, *et le poids de l'atome d'oxide sera* 5,125.

497. Dans ces derniers temps, M. Thenard est parvenu à suroxider l'oxide de zinc au moyen de l'acide hydrochlorique oxigéné. (*Voy.* § 155). Le suroxide hydraté est jaunâtre ; il laisse dégager une portion de son oxigène à la température ordinaire; il en perd beaucoup plus lorsqu'on le fait bouillir avec de l'eau, et alors il devient blanc.

Des Sels de zinc.

498. Ces sels sont incolores lorsqu'ils sont purs; leurs dissolutions sont précipitées en *blanc*, 1°. par la potasse ; la soude ou l'ammoniaque, qui en séparent l'oxide ; celui-ci se redissout dans un excès de l'un ou de l'autre de ces alcalis concentrés ; 2°. par les hydro-sulfates solubles et par l'acide hydro-sulfurique, qui en précipitent un hydro-sulfate de zinc plus ou moins sulfuré ; 3°. par l'hydrocyanate de potasse et de fer (prussiate) ; 4°. par les carbonates, les sous-carbonates, les phosphates et les borates solubles.

499. *Sulfate de zinc* (couperose blanche, vitriol blanc). Ce sel se trouve dans la nature, mais en petite quantité. Il cristallise en prismes à quatre pans incolores, terminés par des pyramides à quatre faces, doués d'une saveur âcre, styptique, efflorescens, solubles dans 2 parties et demie d'eau à 15°, et plus solubles dans l'eau bouillante ; ils éprouvent la fusion aqueuse lorsqu'on les chauffe. On vend dans le commerce du sulfate de zinc en masses d'un blanc sale, tachées çà et là en brun rougeâtre. Ce sel

contient du sulfate de fer et quelquefois un peu de sulfate de cuivre. Le sulfate de zinc a été administré dans les mêmes circonstances que l'oxide, mais il ne paraît pas être aussi avantageux ; il est employé par quelques praticiens comme émétique, à la dose de 12 ou 15 grains dissous dans l'eau distillée ; on s'en sert souvent et avec succès dans les dernières périodes des ophthalmies et des leucorrhées : dans le premier cas, on en fait dissoudre un ou 2 grains dans une once d'eau de roses à laquelle on ajoute 8 ou 10 gouttes de laudanum, et on fait tomber une ou 2 gouttes de *solutum* entre les paupières ; dans le second cas, on l'administre en injection et étendu de beaucoup d'eau, de crainte d'irriter trop fortement la membrane muqueuse.

Préparation. On le prépare dans les laboratoires, en suivant le cinquième procédé. (*Voy.* § 202). Pour l'obtenir en grand, on fait griller la *blende* dans un fourneau à réverbère ; le sulfure de zinc, et la petite quantité de sulfures de fer, de cuivre et de plomb qui composent ce minéral, passent, en absorbant l'oxigène de l'air, à l'état de *sulfates* ; on les traite par l'eau, qui les dissout tous, excepté le sulfate de plomb ; on laisse déposer celui-ci, on décante la dissolution et on la fait évaporer jusqu'à ce qu'elle soit assez concentrée pour fournir une masse cristalline semblable au sucre en pain, que l'on livre dans le commerce sous le nom de *vitriol blanc*. Ce vitriol contient, outre le sulfate de zinc, un peu de sulfate de fer et de cuivre ; on le purifie en le dissolvant dans l'eau et en le faisant bouillir avec de l'oxide de zinc, qui précipite les oxides de fer et de cuivre.

500. *Iodate de zinc.* Il est le produit de l'art ; on l'obtient sous la forme d'une poudre peu soluble, qui fuse faiblement sur les charbons. Il est sans usages.

Préparation. (*Voy.* § 222.)

501. *Chlorate de zinc.* On ne le trouve pas dans la nature : celui qui a été préparé directement avec l'acide chlorique et le zinc a une saveur astringente, se dissout très-bien dans l'eau, et ne cristallise qu'avec la plus grande difficulté ; mis sur un charbon allumé, il détonne comme les chlorates, et produit une belle lumière verte jaunâtre. Celui qui résulte de l'action de cet acide sur le carbonate de zinc a une saveur très-astringente, et cristallise en octaèdres surbaissés ; il fuse sur les charbons ardens, et produit une lumière jaune sans détonner. Il existe encore d'autres différences entre ces deux chlorates..... quelle peut en être la cause ?... (Vauquelin). Ce sel est sans usages.

502. *Nitrate de zinc.* Il est le produit de l'art ; son histoire est la même que celle du sulfate, excepté qu'il est légèrement déliquescent.

Préparation. (*Voy.* § 202, 5e procédé.)

503. *Hydro-chlorate de zinc* (muriate). On ne le rencontre pas dans la nature. Comme le nitrate et le sulfate, il est blanc, très-soluble dans l'eau et doué d'une saveur styptique ; il cristallise ; on peut le volatiliser dans une cornue, après l'avoir bien desséché, et il constitue alors le beurre de zinc, qui n'est que du *chlorure de zinc* : il n'est pas employé.

Préparation. (*Voy.* § 202, 5e procédé.)

504. *Hydriodate de zinc.* Il est le produit de l'art ; on n'a jamais pu l'obtenir cristallisé, parce qu'il est extrêmement déliquescent ; exposé à l'action du calorique, il fond et se volatilise en beaux cristaux prismatiques ; lorsqu'il est desséché, il ne diffère pas de l'iodure de zinc. On ne lui connaît aucun usage.

Préparation. On l'obtient en mettant l'iodure de zinc en contact avec l'eau : ce liquide se décompose, et il se forme de l'oxide de zinc et de l'acide hydriodique.

505. *Hydro-sulfate de zinc.* On ne le trouve pas dans la nature; il est blanc, insoluble dans l'eau et sans usages.

Préparation. (*Voy.* pag. 304.)

Du Fer.

Ce métal se trouve dans la nature, 1°. à l'état natif, dans des filons auprès de Grenoble, à Kamsdorf en Saxe, en Amérique, suivant M. Proust; ou bien en masses considérables : on en a rencontré une à *Olumpa*, lieu de l'Amérique méridionale, dont le poids s'élevait à 1500 myriagrammes; d'autres ont été trouvées en Sibérie, à Aken, près de Magdebourg en Bohême; et il en existe, suivant M. de Humboldt, au Pérou et au Mexique. 2°. Combiné avec diverses proportions d'oxigène; 3°. avec des corps simples, tels que le soufre, l'arsenic et quelques autres métaux; 4°. enfin avec l'oxigène et un acide, ce qui constitue des sels ferrugineux.

506. Le fer est un métal solide, d'une couleur grise bleuâtre, d'une structure granuleuse, un peu lamelleuse, malléable et surtout très-ductile : on sait qu'il a été réduit en fils assez minces pour pouvoir en faire des perruques; sa ténacité est extrême : on ne peut rompre un fil de fer de deux millimètres de diamètre qu'en lui faisant supporter un poids de 242 kilogrammes 659; il est très-dur et répand une odeur sensible lorsqu'on le frotte; il jouit à un très-haut degré de la propriété magnétique, en sorte qu'on l'emploie pour faire des aimans artificiels (1); il ne partage cette propriété qu'avec le nickel et le cobalt, qui la possèdent à un degré beaucoup plus faible. Sa pesanteur spécifique est de 7,788.

---

(1) Les aimans naturels sont principalement formés de protoxide de fer.

507. Soumis à l'action du calorique, le fer entre en fusion à 130° du pyromètre de Wedgwood, température excessivement élevée. S'il est en contact avec l'air atmosphérique, et à plus forte raison avec le gaz oxigène, il s'oxide, augmente de poids, et donne lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière; il passe successivement à l'état d'oxide noir et d'oxide rouge, si toutefois la température n'est pas rouge blanc; les battitures qui se détachent du fer que l'on a fait rougir et que l'on bat après, ne sont que de l'oxide noir de fer. A la *température* ordinaire, le gaz oxigène humide le transforme aussi en oxide; il en est de même de l'air atmosphérique qui n'a pas été desséché: celui-ci le fait passer en outre à l'état de carbonate de tritoxide (safran de mars apéritif). Le gaz *hydrogène* paraît dissoudre un peu de *fer:* en effet, en laissant sur l'eau distillée le gaz hydrogène préparé avec ce métal, on remarque qu'il se forme, à la surface du liquide une pellicule ferrugineuse. On ignore quel est le résultat de l'action directe du *bore* sur lui; mais il existe un borure de fer que l'on obtient en chauffant fortement, dans un creuset brasqué, un mélange de charbon, d'acide borique, et de fer très-divisé et épaissi par de l'huile grasse; d'où l'on voit que l'acide borique est décomposé par le charbon qui s'empare de son oxigène; ce borure est solide, cassant, inodore, insipide et fusible. (Descostils.)

Le *carbone* et le fer peuvent s'unir en diverses proportions et donner naissance à des carbures connus sous les noms d'*acier,* de *plombagine* (mine à crayon), etc.; les différentes variétés de fonte paraissent aussi contenir une grande quantité de ce carbure. L'*acier* est constamment un produit de l'art: on en distingue trois espèces, l'acier d'Allemagne, de cémentation, et l'acier fondu: elles sont presque entièrement formées par du fer, car elles ne contiennent que depuis un millième jusqu'à 20 millièmes de

leur poids de charbon; les meilleures sont celles dans la composition desquelles il n'entre que 7 à 8 millièmes de charbon.

L'acier est brillant, susceptible d'être poli, insipide, inodore, très-malléable, très-ductile, d'une structure granuleuse, et un peu moins pesant que le fer. Si après l'avoir fortement chauffé on le refroidit subitement en le plongeant dans l'eau froide, dans du mercure, dans des acides, dans des huiles, etc., il acquiert de l'élasticité, de la dureté, et devient cassant; il perd par conséquent sa ductilité et sa malléabilité; son tissu est plus serré et plus fin : on désigne cette opération sous le nom de *trempe*. L'acier trempé peut être *détrempé* et reprendre ses propriétés primitives, si on le fait rougir et qu'on le laisse refroidir lentement. M. le professeur Thenard attribue les propriétés de l'acier trempé à l'état de tension où se trouvent ses particules. M. Biot, après avoir établi par des faits que l'acier trempé occupe un volume plus considérable qu'auparavant, la température étant la même, s'exprime ainsi sur le phénomène de la trempe : « Il paraît qu'à l'instant où l'acier fortement échauffé est précipité subitement dans une température très-basse, le refroidissement, qui saisit les couches extérieures de la masse plus aisément que le centre, les force de se mouler pour ainsi dire sur ce centre échauffé et dilaté; ce qui leur fait prendre des dimensions plus grandes qu'elles n'auraient eues si elles avaient été abandonnées graduellement à elles-mêmes. Bientôt les molécules placées plus près du centre se refroidissent à leur tour; mais les couches extérieures, déjà parvenues à un état fixe, les retiennent par leur attraction, déterminent le volume qu'elles doivent remplir, et les empêchent ainsi de se rapprocher autant qu'elles l'auraient pu faire si elles eussent été abandonnées librement à un refroidissement graduel. La dilatation définitive deviendra donc plus grande à mesure que

la différence de température entre les couches extérieures et intérieures de la masse métallique sera plus considérable et pourra se soutenir plus long-temps. Cela explique avec beaucoup de vraisemblance pourquoi la dilatation est moindre dans les petites masses, que le refroidissement pénètre avec plus de promptitude ». (Voyez *Ouvrage de Physique*, tom. I.) Les propriétés chimiques de l'acier sont à peu de chose près les mêmes que celles du fer. Il sert à faire une multitude d'instrumens. La *plombagine* ou la mine à crayon se trouve en France, en Espagne, en Bavière, en Angleterre et en Norwège; elle est formée de 8 à 10 parties de fer, et de 90 à 92 parties de charbon : ses propriétés physiques sont généralement connues : soumise à l'action du gaz oxigène à une température élevée, elle se transforme en gaz acide carbonique et en oxide de fer. Mêlée avec l'argile, on l'emploie pour faire des crayons, des creusets, etc.

Le *phosphore* peut s'unir directement avec le fer, et donner un phosphure composé de 20 parties de phosphore et de 80 parties de fer; il est blanc, brillant, cassant, plus fusible que le fer, attirable à l'aimant et peut cristalliser en prismes rhomboïdaux; il n'a point d'usages. Bergman l'avait regardé comme un métal particulier auquel il avait donné le nom de *siderum*.

Le *soufre* se combine en différentes proportions avec le fer : nous ne parlerons que des deux variétés que l'on rencontre dans la nature.

Per-sulfure de fer (pyrite de fer). Ce sulfure se trouve très-abondamment dans la nature; il est très-brillant, d'une couleur jaunâtre et nullement magnétique; chauffé dans des vaisseaux fermés, il perd environ 22 parties de soufre et se fond; mais s'il a le contact de l'air ou du gaz oxigène, et que sa température soit très-élevée, il absorbe l'oxigène avec dégagement de calorique et de lumière, et

se transforme en gaz acide sulfureux et en tritoxide rouge de fer; si la chaleur est moins forte, il passe à l'état de sulfate de fer et il se forme du gaz acide sulfureux; enfin, il se change lentement en sulfate par l'action de l'oxigène ou de l'air humide à la température ordinaire; on l'emploie dans certains pays pour préparer le soufre et le sulfate de fer (couperose verte).

Proto-sulfure de fer. Ce sulfure se trouve plus rarement dans la nature que l'autre; il est magnétique, indécomposable au feu; son action sur l'oxigène et sur l'air, à une température élevée, est la même que celle du précédent.

Composition. En supposant le *proto-sulfure* de fer composé d'un atome de soufre, qui pèse 2, et d'un atome de fer, dont le poids est 3,5, on le trouvera formé de 100 parties de fer et de 57,1 de soufre. Le *per-sulfure* étant considéré comme un composé de deux atomes de soufre et d'un atome de fer, consiste en 100 parties de métal et 114,2 de soufre : ces résultats ne diffèrent guère de ceux que l'on a obtenus par des expériences directes.

L'*iode* agit sur le fer comme sur le zinc; l'iodure de fer est brun, fusible à la température rouge, soluble dans l'eau, et susceptible de la décomposer à froid, et de passer à l'état d'hydriodate de fer, d'une couleur verte.

Un fil de fer dont la température a été élevée absorbe le *chlore* gazeux, rougit et se transforme en per-chlorure de fer d'un jaune brun, brillant et cristallisé; on obtient le même composé, mais d'une couleur plus foncée, en faisant arriver à la température ordinaire un excès de chlore gazeux sur du fer divisé. Ce per-chlorure (muriate de fer) est volatil, et se transforme dans l'eau en hydro-chlorate de peroxide de fer jaune, soluble. En le supposant formé de deux atomes de chlore et d'un atome de fer, il sera composé de 100 parties de chlore et de 38,8 de fer;

tandis que M. Davy, par des expériences directes, l'a trouvé formé de 100 de chlore et de 54,08 de métal. Il existe un *proto-chlorure de fer* d'un gris mélangé avec éclat métallique, d'une texture lamelleuse, fixe, etc., et que l'on peut supposer formé d'un atome de chlore et d'un atome de métal, ou de 100 de chlore et de 77.7 de fer.

L'*azote* n'agit point sur ce métal. Si on met dans un flacon de la limaille de fer très-divisée et de l'*eau*, et que l'on agite de temps en temps le mélange, le liquide est décomposé; il se dégage du gaz hydrogène, et le métal passe à l'état de deutoxide de fer (éthiops martial). Si au lieu d'agir ainsi, on fait passer de la vapeur d'eau à travers du fer chauffé jusqu'au rouge dans un tube de porcelaine, il se forme sur-le-champ une très-grande quantité de ce deutoxide gris-noir; cette décomposition s'opère, comme l'a prouvé M. Gay-Lussac, depuis le *rouge obscur* jusqu'au *rouge blanc*, et en proportion croissante avec la température. Lorsqu'on laisse le fer et l'eau en contact avec l'air, à la température ordinaire, l'oxide formé se dissout dans l'acide carbonique, surtout si on renouvelle l'air, en sorte que l'eau tient réellement du carbonate de fer en dissolution. L'eau *ferrugineuse*, *chalybée*, etc., se prépare ainsi, en faisant digérer de vieux clous dans ce liquide exposé à l'air. On ignore quelle est l'action des oxides de *carbone* et de *phosphore* sur le fer. Il décompose le *protoxide d'azote* à une température élevée; il agit probablement de même sur le gaz *deutoxide d'azote*. Il n'altère point l'acide *borique*; il transforme, au contraire, le gaz acide *carbonique* en gaz oxide de carbone, et passe à l'état d'oxide de fer, pourvu que la température soit assez élevée. L'eau saturée de ce gaz dissout peu à peu la limaille de fer, et la fait passer à l'état de carbonate; le métal s'oxide aux dépens du liquide. Il opère la décomposition de l'acide *phosphorique* à une température rouge; il agit sur l'acide *sulfurique* comme le

zinc, et passe à l'état de proto-sulfate si l'acide est affaibli. L'acide *chlorique* attaque le fer, le dissout sans dégagement de gaz, et produit une chaleur très-sensible. Suivant M. Vauquelin, l'oxigène de cet acide oxide le métal, et il se forme un composé de chlore et de tritoxide de fer.

508. L'acide *nitrique* concentré agit fortement sur le fer, se décompose en partie, lui cède une portion de son oxigène, et se transforme en gaz azote, en protoxide d'azote, ou en deutoxide d'azote; le fer passe à l'état de peroxide rouge qui se précipite en grande partie sous la forme de flocons, et qui se dissout en partie dans l'acide non décomposé; il se forme en outre du nitrate d'ammoniaque. *Théorie.* L'acide nitrique le plus concentré contient de l'eau : on peut donc représenter l'acide par :

	Gaz deutoxide d'azote	+	oxigène.
	Acide nitrique.		
	Azote	+	oxigène.
Et l'eau par.....	Hydrogène	+	oxigène.
	Nitrate d'ammoniaque.		Fer.
			Tritoxide.

Une portion d'acide nitrique est décomposée par le métal en gaz deutoxide d'azote qui se dégage, et en oxigène qui l'oxide; une autre portion d'acide nitrique est décomposée en oxigène et en azote; enfin l'eau est également décomposée. L'hydrogène et l'azote provenant de ces décompositions forment de l'ammoniaque, qui se combine avec une partie d'acide non décomposée, et donne naissance à du nitrate d'ammoniaque; le fer se trouve oxidé par toutes les quantités d'oxigène au-dessous desquelles nous l'avons placé. Si l'acide nitrique est affaibli, il transforme le fer en

deutoxide, qui se dissout dans la portion d'acide non décomposé.

L'acide *nitreux* agit aussi avec beaucoup d'énergie sur le fer. Les acides *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique* exercent sur lui la même action que sur le zinc. Les usages de ce métal précieux sont innombrables et généralement connus.

Poids d'un atome de fer. Si le protoxide de fer est formé de 100 parties de fer et de 28,57 d'oxigène, et qu'on le regarde comme composé d'un atome d'oxigène et d'un atome de fer, le poids de ce dernier sera de 3,5.

Extraction. On peut extraire ce métal d'un assez grand nombre de mines. 1°. *Méthode catalane*, ou *exploitation du fer spathique* (carbonaté), *mêlé de fer hématite oxidé.* On place la mine dans un fourneau particulier, que l'on appelle *ouvrage*, *renardière*; on l'entoure de charbon de bois, et on la chauffe fortement en dirigeant sur elle le vent de deux soufflets; le charbon s'empare de son oxigène, et la réduit à l'état de fer que l'on retire sous la forme de *loupes*, et que l'on forge en barres: pour cela, on le met sur une enclume, et on le frappe avec un marteau énorme appelé *martinet*, puis on le chauffe pour le battre de nouveau : l'opération n'est terminée que lorsqu'il a été chauffé et battu quatre fois. Cette méthode est, sans contredit, la plus simple de toutes. Si la mine contient du soufre ou de l'arsenic, il faut la griller; il est même important de la laisser long-temps en contact avec l'air avant de procéder à l'extraction du fer, pour la débarrasser, à ce qu'il paraît, d'une certaine quantité de magnésie qui la rend réfractaire, et que le grillage change, d'après Descostils, en sulfate de magnésie.

2°. *Mines de fer en roche*, composées, en général, d'oxide affectant diverses formes. Si ces mines contiennent, outre l'oxide, du soufre ou de l'arsenic, on doit

commencer par les griller en les chauffant avec du bois ou de la houille dans des fours carrés ; puis on doit les fondre dans les *hauts fourneaux* remplis de charbon de bois ou de charbon de terre calciné ; dans lesquels le feu est alimenté par des soufflets très-forts ; on en facilite la fusion au moyen d'un fondant argileux qui porte le nom d'*erbue*, si la mine est trop calcaire ; mais comme le plus souvent elle est argileuse, on fait usage d'un fondant calcaire appelé *castine*. Le résultat de l'action du feu, du charbon et du fondant est la formation, 1°. de la *fonte* (composé de fer et d'un peu de charbon), qui est en pleine fusion, et qui remplit presque tout le creuset ; 2°. du *laitier*, masse vitrifiée, opaque, formée de chaux, de silice, d'alumine et d'un peu d'oxide de fer, qui étant plus fusible et plus léger que la fonte, la recouvre dans le creuset, et finit par s'écouler ; 3°. de quelques produits volatils, parmi lesquels il y a beaucoup de gaz oxide de carbone provenant de la combinaison du charbon avec l'oxigène de l'oxide qui constitue la mine : ainsi dans cette opération, le fer perd son oxigène, s'unit à une certaine quantité de charbon et se transforme en fonte. On retire celle-ci lorsqu'elle est encore en pleine fusion, en débouchant un trou connu sous le nom de *percée*, qui se trouve à la partie inférieure et latérale du creuset ; le liquide est reçu dans un sillon sablonneux où il se refroidit. La fonte solide ainsi obtenue est blanche lorsque la mine exploitée contient du manganèse ; dans le cas contraire elle est grise. On procède alors à son *affinage*, opération qui a pour but la séparation du carbone qu'elle renferme : pour cela, on l'entoure de charbon de bois, et on la fond dans le fourneau appelé *renardière*, où l'air se renouvelle toujours ; l'oxigène transforme le carbone en gaz oxide, et le fer est mis à nu sous la forme de loupes que l'on forge, comme nous l'avons dit en parlant de la méthode à la catalane.

Mines de fer terreuses. Au lieu de griller ces mines,

on commence par les débarrasser des terres avec lesquelles elles sont mêlées : pour cela on les bocarde, et on fait passer un courant d'eau sous les pilons ; puis on les transforme en *fonte*, comme nous venons de l'exposer en parlant des mines de fer en roche.

Des Oxides de fer.

On admet trois oxides de fer.

509. *Protoxide.* On ne le trouve jamais pur dans la nature ; on ne peut pas l'obtenir à l'état sec, car il s'oxide davantage lorsqu'on essaye de le dessécher (1) ; il est blanc, absorbe rapidement le gaz oxigène à froid, et se dissout dans l'ammoniaque ; il se produit toutes les fois que le fer se dissout dans les acides sulfurique et hydro-chlorique faibles. Il suffit pour l'obtenir de précipiter ces dissolutions par la potasse ou par la soude, et de laver le précipité avec de l'eau privée d'air. On doit l'enfermer dans des flacons bouchés à l'émeri. MM. Thenard et Gay-Lussac l'ont fait connaître.

510. *Deutoxide* (éthiops martial). On le trouve cristallisé en octaèdres ou en dodecaèdres en Corse et en Suède ; il existe plus souvent sous la forme sablonneuse sur les bords de l'Elbe, près de Naples, en Suède, en France ; enfin on le rencontre en masses plus ou moins considérables en Norvège, en Sibérie, en Bohême, en Sicile, en Corse, etc. L'aimant est entièrement formé par lui. Il est gris-noir quand il est en masses ; lorsqu'on le précipite de ses dissolutions, il paraît brun foncé, et vert quand il est très-divisé, et qu'il n'en reste que quelques molécules en suspension ; il est très-magnétique ; sa densité est de 5,1072. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fond et ne se décompose pas ;

(1) Son existence est même révoquée en doute par plusieurs chimistes.

s'il est en contact avec le gaz oxigène ou avec l'air, il passe à l'état de tritoxide, pourvu qu'il ne soit pas chauffé jusqu'au rouge blanc (1). Le gaz hydrogène le décompose depuis le rouge obscur jusqu'au rouge blanc, s'empare de son oxigène et le ramène à l'état métallique, fait d'autant plus surprenant que nous venons de voir que le fer décompose l'eau et lui enlève son oxigène, précisément à la même température (M. Gay-Lussac) : on ne connaît pas encore la cause de cette anomalie. Mis pendant quelques mois en contact avec l'acide nitrique concentré, il passe au troisième degré d'oxidation, se dissout lentement, et le trito-nitrate cristallise en prismes carrés, incolores et terminés par un biseau Vauquelin.)

Lorsqu'on le fait bouillir avec de l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau, on obtient un deuto-sulfate dont la couleur varie suivant la quantité de l'oxide dissous : il est d'abord jaune-citrin, puis jaune-verdâtre, jaune-brun, jaune-rougeâtre, et enfin rouge-brun foncé, lorsque l'acide est complètement saturé. Il est soluble dans l'ammoniaque ; mais il se dépose facilement lorsque cette dissolution est en contact avec l'air. Il est formé, d'après les dernières expériences de M. Gay-Lussac, de 100 parties de fer et de 38,0 d'oxigène. On l'emploie pour obtenir le fer.

Préparation. Il se forme toutes les fois que la vapeur de l'eau est décomposée par le fer.

511. *Tritoxide* ou *peroxide de fer* (safran de mars astringent, rouge d'Angleterre, colcothar). Il existe très-abondamment dans la nature, et se présente sous diverses formes. Il est rouge-violet, sans action sur l'aimant, à moins

(1) En effet, nous verrons bientôt que le tritoxide chauffé au rouge blanc perd de l'oxigène, et passe à l'état de deutoxide noir.

qu'il ne soit en grandes masses, plus fusible que le fer; chauffé jusqu'au rouge blanc, il est décomposé et transformé en gaz oxigène et en deutoxide de fer; le gaz *oxigène* ne lui fait éprouver aucune altération. Exposé à l'*air*, à la température ordinaire, il en absorbe l'acide carbonique. Le *chlore*, placé dans des circonstances particulières (voy. *Trito-chlorate de fer*, pag. 488), peut s'unir avec cet oxide et former un chlorure de peroxide rouge. Il est décomposé par le *soufre* à une température élevée, et il se forme du gaz acide sulfureux et du sulfure de fer. Chauffé avec l'acide *sulfurique* concentré, il donne un sulfate incolore plus ou moins acide, contenant peu d'eau. Il est composé, suivant M. Gay-Lussac, de 100 parties de fer et de 50 parties d'oxigène. On l'emploie pour extraire le métal.

Préparation. On l'obtient, 1°. en chauffant le fer jusqu'au rouge cerise avec le contact de l'air; 2°. en décomposant les trito-sels de fer par la potasse, et lavant le précipité; 3°. en traitant le fer par l'acide nitrique, et décomposant le nitrate par la chaleur; 4°. en décomposant le proto-sulfate de fer par le feu (*Voyez* pag. 483.)

Des Sels de fer.

512. Chacun des trois oxides de fer connus peut se combiner avec un certain nombre d'acides, et former des sels qui seront au premier, au second ou au troisième degré d'oxidation.

Des Sels formés par le protoxide de fer.

Les dissolutions de ces sels sont légèrement colorées en vert; les alcalis en précipitent le protoxide blanc, qui, par le contact de l'air, passe subitement au vert foncé, puis au rouge, phénomène qui dépend de ce que le protoxide

absorbe l'oxigène de l'air et se transforme en deuto ou en tritoxide. L'ammoniaque dissout le protoxide précipité. Le carbonate saturé de potasse en précipite du proto-carbonate blanc qui verdit aussi par son exposition à l'air, mais avec beaucoup moins de rapidité ; il en est à-peu-près de même du précipité blanc formé par le sous-borate de soude ; celui qui est déterminé par le sous-phosphate de soude est également blanc et tarde beaucoup plus à passer au vert ; le prussiate de potasse et de fer (hydro-cyanate) y fait naître un précipité blanc, qui devient bleu aussitôt qu'il a le contact de l'air. Ces changemens de couleur et la suroxidation qui en est la cause, peuvent être instantanément produits par le chlore : en effet, ce corps favorise la décomposition de l'eau en s'unissant à l'hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que l'oxigène se combine avec le protoxide. Les hydro-sulfates précipitent les dissolutions de protoxide en noir ; le précipité est de l'hydro-sulfate de fer plus ou moins sulfuré. Elles absorbent le gaz nitreux (deutoxide d'azote) en assez grande quantité, et deviennent brunes.

513. *Sous-proto-carbonate de fer.* On trouve ce sel dans la nature, uni, en diverses proportions, tantôt avec de la chaux, de la magnésie, de l'oxide de manganèse et de l'eau ; tantôt avec quelques-unes de ces substances. On appelle, en minéralogie, le composé qui résulte de ces différens corps, *fer spathique* ou *mine d'acier.* On le rencontre en France, en Saxe, en Hongrie, etc. ; sa couleur est blanche, jaune, grise ou brunâtre (1) ; sa texture est lamelleuse ; sa pesanteur spécifique est de 3,67. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est insoluble dans l'eau, et soluble dans un ex-

(1) Dans certaines variétés de fer spathique, le carbonate de fer est au deuxième, et même au troisième degré d'oxidation.

cès de gaz acide carbonique : ce *solutum*, exposé à l'air, se trouble et laisse précipiter du sous-carbonate de tritoxide d'un jaune rougeâtre. Le proto-carbonate entre dans la composition de plusieurs eaux minérales. On s'en sert avec grand avantage pour en extraire le fer et pour faire l'acier.

Préparation. (*Voy.* § 207.)

514. *Proto-sulfate de fer.* On ne trouve presque jamais ce sel à l'état de pureté dans la nature ; il y existe très-souvent mêlé avec le sous-trito-sulfate, ce qui constitue la *couperose verte* ou *le vitriol vert.* Lorsqu'il a été obtenu par l'art, il se présente sous la forme de rhombes terminés par un biseau partant de la plus grande diagonale du rhombe, transparens, verts, et doués d'une saveur styptique analogue à celle de l'encre ; exposés à l'air, ils s'effleurissent, et leur surface se recouvre de taches jaunâtres *ocreuses* et opaques, phénomène dû à l'absorption de l'oxigène, qui transforme les molécules extérieures du sel en sous-trito sulfate jaune. Deux parties d'eau froide dissolvent une partie de proto-sulfate, tandis qu'il n'exige que les trois quarts de son poids d'eau bouillante pour être dissous. Ce *solutum* est transparent et d'une belle couleur verte ; mais il ne tarde pas à se décomposer par le contact de l'air ; il en absorbe l'oxigène, passe à l'état de sous-trito-sulfate *jaune*, insoluble, qui se précipite, et de sur-trito-sulfate rouge qui reste en dissolution. Il peut absorber le gaz deutoxide d'azote. Chauffé dans un creuset, le proto-sulfate de fer éprouve la fusion aqueuse, se boursouffle, perd son eau de cristallisation, et donne une masse blanche opaque, que l'on peut décomposer à une température plus élevée. Les produits de cette décomposition sont du gaz oxigène, du gaz acide sulfureux, un liquide brun composé d'acide sulfurique et d'acide sulfureux (acide sulfurique glacial, *voy.* § 134); enfin du tritoxide de fer (colcothar).

Théorie. L'acide du proto-sulfate de fer desséché peut être représenté par :

Oxigène + A. sulfureux.

A. sulfurique.
A. sulfureux + oxigène.
Et la base par..... Protoxide.

A. sulfurique glacial. Tritoxide.

La température étant très-élevée, une portion de l'acide sulfurique se décompose en gaz oxigène et en gaz acide sulfureux ; une partie de ces gaz se dégage ; l'autre partie se combine ; savoir : l'oxigène avec le protoxide de fer, qu'il fait passer à l'état de tritoxide, et le gaz acide sulfureux avec la portion d'acide sulfurique non décomposé, qui n'a aucune tendance à s'unir avec le tritoxide de fer, et qui, par conséquent, se volatilise.

La couperose verte a des usages nombreux ; elle sert à faire l'encre, le colcothar (rouge d'Angleterre), le bleu de Prusse, les teintures en noir, en gris, etc., à préparer l'or très-divisé que l'on emploie pour dorer la porcelaine, à dissoudre l'indigo, etc.

Préparation. Il peut être obtenu par le cinquième procédé (*voy.* § 202) ; on le prépare toujours ainsi dans les laboratoires, et même quelquefois dans les manufactures : cependant on se le procure le plus souvent en grand, en suivant la méthode que nous avons décrite à l'article *Alun.* (*Voyez* pag. 437.)

515. *Proto-hydro-chlorate de fer.* On a trouvé ce sel uni à la silice près de Philipstadt ; les minéralogistes l'ont désigné sous le nom de *muriate de fer silicé* ou de *pyrodmalite ;* il est sous la forme de prismes hexaèdres, d'une couleur verte. Dans les laboratoires, on l'obtient cristallisé en

polyèdres d'un vert pâle, d'une saveur styptique, très-solubles dans l'eau, et exerçant sur l'atmosphère la même action que le proto-sulfate, par conséquent, passant à l'état de trito-hydro-chlorate. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme en proto-chlorure de fer-blanc qui se sublime en petites paillettes. Il n'a aucun usage.

Préparation. 5e procédé. (*Voy.* § 202.)

516. *Proto-hydriodate de fer.* On ne le trouve pas dans la nature; il se dissout très-bien dans l'eau, qu'il colore en vert clair. Il est sans usages.

Préparation. On l'obtient comme celui de zinc.

517. Le *proto-hydro-sulfate de fer* est noirâtre, insoluble dans l'eau; il n'existe pas dans la nature et n'a point d'usages.

Préparation. (*Voy.* pag. 482.)

Des Sels formés par le deutoxide de fer.

Les alcalis précipitent des dissolutions formées par le deutoxide de fer, du deutoxide brun foncé verdâtre qui passe à l'état de tritoxide rouge par l'action de l'air ou du chlore; les carbonates de potasse ou de soude, saturés et concentrés, les précipitent et redissolvent facilement le précipité. Le prussiate de potasse et de fer y fait naître un beau précipité bleu. L'*infusum* de noix de galle y produit un précipité d'un bleu violet très-intense. Ces dissolutions absorbent le gaz nitreux et deviennent brunes; mais elles en prennent moins que les dissolutions de protoxide. L'alcool (esprit-de-vin) n'altère point leur transparence dans le même instant; mais au bout de quelques heures, il détermine un partage dans la liqueur; il se forme un sel de protoxide qui cristallise, et il reste en dissolution un sel de tritoxide. Les hydro-sulfates les précipitent en noir.

Suivant M. Gay-Lussac, lorsque le deutoxide de fer se

dissout dans les acides sulfurique et hydro-chlorique, il se fait un partage de l'oxigène, et il se forme du protoxide et du tritoxide de fer, tous les deux solubles dans ces acides ; en sorte que l'on peut regarder le deuto-sulfate et le deuto-hydro-chlorate résultans comme un mélange de proto et de trito-sulfate, ou de proto et de trito-hydro-chlorate.

518. Le *sulfate de deutoxide de fer,* dont la couleur varie (*voy.* pag. 480), donne, lorsqu'on le fait évaporer, du sulfate de tritoxide soluble et des cristaux de proto-sulfate vert; en outre, il se dépose souvent avec ces cristaux une poudre blanche qui est du sulfate acide contenant peu d'eau, parce que celui qui a cristallisé en contient beaucoup. (Gay-Lussac.) On doit attribuer ce phénomène à ce que les acides ont plus d'affinité pour les métaux peu oxidés que pour ceux qui le sont beaucoup.

Préparation. On fait bouillir dans des vaisseaux fermés du deutoxide de fer avec de l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau.

519. *Deuto-chlorate de fer.* M. Vauquelin a décrit un sel résultant de l'action de l'acide chlorique sur le fer métallique qui nous paraît être celui-ci, mais que l'on peut aussi considérer comme un mélange de *proto* et de *deuto-chlorate*: « Il a une couleur verdâtre et une saveur astringente ; il précipite en vert par les alcalis, et se colore à peine par l'acide gallique; mais il ne tarde pas à passer au rouge. » (Voy. *Annales de Chimie*, t. XLV, pag. 121.) Il est sans usages.

520. *Deuto-nitrate de fer.* Il est le produit de l'art, d'un jaune verdâtre; il absorbe avec la plus grande facilité l'oxigène de l'air, et passe à l'état de sous-trito-nitrate insoluble : on ne l'a pas encore obtenu cristallisé; il se transforme en oxide rouge par l'action de la chaleur (safran de mars astringent). On l'a employé quelquefois pour teindre le coton en jaune.

Préparation. On traite le deutoxide par l'acide nitrique faible *à froid.*

Des Sels formés par le tritoxide de fer.

Les dissolutions formées par le peroxide de fer sont, en général, rouges; les alcalis en précipitent du peroxide jaune-rougeâtre; le prussiate de potasse et de fer y fait naître un dépôt d'un bleu très-foncé; l'*infusum* de noix de galle les précipite en violet noirâtre, et les hydro-sulfates en noir.

521. *Sous-carbonate de peroxide de fer.* Il se produit lorsqu'on expose le fer à l'air humide; il est jaune-rougeâtre, insoluble dans l'eau, insipide et très-peu soluble dans le gaz acide carbonique.

Préparation. (*Voy.* § 207.)

522. *Trito-sulfate acide de fer.* On le trouve à la surface des cristaux de couperose verte; il est jaune-orangé, doué d'une saveur acerbe, très-styptique, incristallisable, soluble dans l'eau, plus soluble dans l'acide sulfurique; évaporé jusqu'à siccité, il donne une masse qui se dissout en partie dans l'eau; la portion dissoute est du sur-sulfate, et l'autre du sous-sulfate jaune. Il existe encore, comme nous l'avons dit (pag. 480), un *per-sulfate* blanc, peu soluble dans l'eau froide quand il contient peu d'acide; il est même décomposé par l'eau, qui lui enlève peu à peu son acide et une petite quantité d'oxide, en sorte qu'il le réduit à du peroxide jaune-rougeâtre. S'il contient plus d'acide, l'eau le dissout complètement à toutes les températures. Il n'a point d'usages.

Préparation. On fait bouillir le peroxide de fer hydraté encore humide avec de l'acide sulfurique concentré; on l'obtient aussi quelquefois en faisant chauffer le proto-sulfate pulvérisé avec l'acide nitrique: celui-ci se décom-

pose, cède de l'oxigène, et porte le protoxide à l'état de peroxide; mais il est évident qu'on doit obtenir dans ce cas un sous-trito-sulfate.

523. *Trito-iodate de fer.* Il est le produit de l'art, d'une couleur blanche, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides et sans usages. (M. Gay-Lussac.)

Préparation. (*Voy.* § 222.)

524. *Trito-chlorate de fer.* Les expériences faites par M. Vauquelin tendent à prouver que ce sel n'existe pas: en effet, la dissolution rouge que l'on finit par obtenir en traitant le fer par l'acide chlorique est formée de chlore et de tritoxide de fer: aussi donne-t-elle par l'action de la chaleur une masse demi-transparente, de couleur de sang, soluble dans l'eau, et qui ne fuse point sur les charbons ardens. Ce produit est sans usages.

525. *Trito-nitrate acide de fer.* On ne le trouve pas dans la nature; il est ordinairement liquide, d'une couleur rouge et incristallisable; on peut cependant l'obtenir incolore au moyen d'un très-grand excès d'acide. M. Vauquelin est parvenu, comme nous l'avons déjà dit (pag. 480), à le faire cristalliser en prismes carrés, incolores, excessivement déliquescens et très-solubles dans l'eau. Il perd son acide par l'action de la chaleur, et se transforme en tritoxide. Etendu d'eau et mêlé avec un excès de dissolution de sous-carbonate de potasse, il est décomposé, et il se forme, d'une part, du nitrate de potasse soluble et du sous-trito-carbonate de fer, qui se précipite, et qui peut être dissous en totalité ou en partie par un excès de sous-carbonate de potasse; la liqueur qui en résulte, et qui est composée de nitrate de potasse + de sous-trito-carbonate de fer dissous par du sous-carbonate de potasse, portait autrefois le nom de *teinture martiale alcaline* de Stahl. Cette teinture ne tarde pas à laisser déposer une grande partie du sous-carbonate de fer qui entre dans sa composition.

Préparation. On obtient le nitrate de fer cristallisé et incolore, en laissant pendant long-temps, dans un flacon bouché, le deutoxide de fer avec l'acide nitrique. (Vauquelin.) On le prépare aussi en versant de l'acide nitrique concentré sur du fer; mais dans ce cas il est jaune, et il y a une grande portion de peroxide formé qui ne se dissout pas dans l'acide.

526. *Trito-hydro-chlorate acide de fer.* Il est le produit de l'art; sa dissolution a une couleur jaune foncée, une saveur très-styptique, et fournit, par l'évaporation, de petites aiguilles d'un jaune serin qui attirent l'humidité de l'air; lorsqu'on les chauffe jusqu'au rouge, on obtient du gaz acide hydro-chlorique, des cristaux qui se subliment sous la forme de paillettes, et qui paraissent être du chlorure de fer; enfin, un produit fixe formé probablement de chlore et de fer en d'autres proportions. *Préparation.* 1er procédé. (*Voy.* § 202.)

Si, au lieu de chauffer seul cet hydro-chlorate, on le mêle avec du sel ammoniac solide (hydro-chlorate), il se sublime une matière jaunâtre, connue sous le nom de *fleurs martiales* (*ens martis*), qui est formée de sel ammoniac et d'une petite quantité de chlorure de fer. On ne l'emploie que dans la préparation de ces fleurs.

527. *Propriétés médicinales du fer.* Les préparations ferrugineuses doivent être regardées comme toniques, astringentes et apéritives; elles déterminent la plénitude et la turgescence des vaisseaux, accélèrent la marche des humeurs, paraissent rendre la bile plus fluide, la couleur de la peau plus intense, etc.: aussi ne les emploie-t-on jamais dans les maladies aiguës des individus pléthoriques, principalement de ceux qui ont des affections de poitrine ou qui sont sujets à l'hémoptysie. Elles sont très-utiles, 1°. dans les débilités d'estomac; 2°. dans les engorgemens scrophuleux ou laiteux des glandes; 3°. dans certaines hy-

dropisies passives et dans la plupart des leucophlegmaties ; 4°. dans les hémorrhagies passives et dans les écoulemens atoniques du vagin, de l'urètre, des intestins, etc, : ainsi le flux abondant des menstrues occasionné par le relâchement de l'utérus et la faiblesse de tous les organes, les flueurs blanches, certaines diarrhées, cèdent facilement à ces sortes de préparations; 5°. dans la chlorose, désignée par les auteurs sous le nom d'*ictère blanc*, où la vitalité de toutes les parties est singulièrement diminuée; 6°. dans l'anæmie ou privation de sang, maladie qui a beaucoup de rapport avec la précédente; 7°. dans la suppression des règles provenant d'un défaut de ressort de la matrice : car elles seraient dangereuses dans le cas où il y aurait pléthore, pesanteur de la matrice, irritation, etc.; 8°. dans les vomissemens abondans et spasmodiques : elles sont inutiles lorsque ce symptôme dépend d'une affection organique du pylore, du foie, etc.; 9°. dans les affections vermineuses, suivant M. Alibert.

Parmi les préparations dont nous venons de faire l'histoire, les plus employées sont le *deutoxide noir* (éthiops martial), les safrans de mars astringent et apéritif (tritoxide et carbonate de tritoxide), et les dissolutions de carbonate ou de sulfate de fer (eaux ferrugineuses artificielles) : les deux premières s'administrent depuis 4 jusqu'à 12 ou 18 grains, sous forme sèche, et associées à divers extraits ou à des conserves toniques. Les eaux ferrugineuses se composent ordinairement avec 12 ou 15 grains de carbonate ou de sulfate de protoxide de fer, que l'on fait dissoudre dans de l'eau privée d'air : on a soin d'opérer la dissolution du carbonate à la faveur du gaz acide carbonique : l'eau ferrée est une préparation de ce genre. Des expériences récentes prouvent que la dissolution de 18 à 24 grains de sulfate de protoxide de fer dans une pinte d'eau peut être excessivement utile pour faire cesser

certaines fièvres intermittentes ; mais on ne doit jamais perdre de vue, dans l'administration de ce médicament, qu'il est vénéneux quand il est donné à forte dose. M. Smith a fait voir qu'il détermine l'insensibilité générale et la mort lorsqu'il est introduit dans l'estomac ou appliqué sur le tissu cellulaire à la dose de deux gros. Les *fleurs martiales de sel ammoniac* sont administrées en bols ou dans un bouillon, depuis 2 jusqu'à 12 grains : on emploie aussi, mais rarement, l'hydro-chlorate de fer (muriate), et la teinture martiale alcaline de Stahl. On fait souvent usage de la limaille de fer.

De l'Étain.

L'étain se trouve en Allemagne, en Angleterre, à Banca, à Malaca. Il existe dans le département de la Haute-Vienne une mine d'étain assez riche pour pouvoir être exploitée avec succès : du moins tels sont les résultats de l'analyse qui en a été faite par Descostils. L'étain se rencontre toujours à l'état d'oxide ou à l'état de sulfure.

528. Il est solide, d'une couleur semblable à celle de l'argent ; il est plus dur et plus brillant que le plomb ; il est assez malléable pour qu'on puisse en obtenir des lames minces ; mais il se tire mal en fil. Sa pesanteur spécifique est de 7,291 ; il a la singulière propriété de craquer lorsqu'il est plié, phénomène que l'on désigne sous le nom de *cri de l'étain*. *Chauffé* dans des vaisseaux fermés, il fond à 210°, et ne se volatilise pas ; mais s'il a le contact de l'*air* ou du *gaz oxigène*, il s'oxide avec dégagement de calorique et de lumière si la température est assez élevée. A froid, ces gaz n'agissent pas sur ce métal, que nous supposons parfaitement pur ; car s'il contient du plomb, il ne tarde pas à être terni par leur contact.

529. Le gaz *hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent aucune action sur lui. Le *phosphore* se combine avec l'étain

et donne un phosphure mou, de la couleur de l'argent, moins fusible que l'étain, susceptible de se transformer en acide phosphorique et en phosphate d'étain lorsqu'on le fait chauffer à l'air; il paraît formé de 82 parties d'étain et de 18 parties de phosphore.

Le *soufre* s'unit directement avec l'étain, et donne deux sulfures. Le *proto-sulfure* existe dans la nature, combiné avec du sulfure de cuivre; il est d'un gris noirâtre, brillant, cristallisable en lames, indécomposable par le feu; il peut absorber de la vapeur de soufre et passer à l'état de deuto-sulfure; enfin il est décomposé par l'air et par le gaz oxigène, qui le transforment en gaz acide sulfureux et en sulfate d'étain, ou en gaz acide sulfureux et en oxide d'étain, suivant que la température est plus ou moins élevée. Le *deuto-sulfure d'étain* (or mussif) ne contient pas d'oxigène. Il est le produit de l'art; chauffé dans des vaisseaux fermés, il donne du soufre qui se volatilise, et du proto-sulfure noir fixe; il ne se dégage pas un atome de gaz acide sulfureux; d'ailleurs, si ce deuto-sulfure contenait de l'oxigène, comment pourrait-on l'obtenir en chauffant parties égales d'étain et de cinnabre, corps composé seulement de soufre et de mercure? (MM. Berzelius et Gay-Lussac.)

530. *Composition.* Le *proto-sulfure* est formé d'un atome d'étain, qui pèse 7,375, et de un atome de soufre, dont le poids est 2, ou de 100 d'étain et de 27,1 d'oxigène. Dans le *per-sulfure*, il y a un atome de métal et 2 atomes de soufre, ou 100 d'étain et 54,2 de soufre.

Préparation. On obtient le *proto-sulfure* par le premier procédé. (*Voyez* § 180) Le *deuto-sulfure* se prépare, 1°. par le 2e procédé (*voyez* § 180); 2°. en chauffant parties égales d'étain et de sulfure de mercure (cinnabre) : l'étain s'empare du soufre, et le mercure est mis à nu; 3°. on fait le plus ordinairement un mélange d'une partie et demie

de soufre, d'une partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque, et d'une partie d'un alliage composé de parties égales d'étain et de mercure ; on le réduit en poudre fine ; on l'introduit dans un creuset que l'on soumet pendant plusieurs heures à l'action d'une douce chaleur, et l'on obtient l'or mussif sous la forme d'une masse jaunâtre, légère : le mercure qui entre dans la composition de l'alliage ne sert qu'à le rendre fragile, et par conséquent facile à pulvériser.

L'*iode* se combine avec l'étain divisé, même à une température peu élevée ; l'*iodure d'étain* pulverisé est jaune-orangé, sale ou d'un rouge brun, suivant les proportions d'iode et d'étain ; il est très-fusible, décompose l'eau, et donne naissance à de l'acide hydriodique et à de l'oxide d'étain.

531. Si, après avoir élevé la température de l'étain, on le met en contact avec du chlore gazeux, il rougit, s'empare du gaz et passe à l'état de *deuto-chlorure* (liqueur fumante de Libavius). Ce deuto-chlorure est liquide, transparent, et doué d'une odeur piquante très-forte ; il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement desséché. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se volatilise, et peut être distillé sans éprouver la moindre décomposition, pourvu qu'il ne contienne point d'eau ; car s'il en contient, celle-ci se décompose ; son hydrogène forme avec le chlore de l'acide hydro-chlorique qui se volatilise, tandis que l'oxigène se combine avec l'étain et se transforme en deutoxide. Mis en contact avec l'air, ce liquide en absorbe rapidement la vapeur, la décompose, et passe à l'état de deuto-hydro-chlorate d'étain, qui se précipite sous la forme d'une fumée excessivement épaisse. Versé dans une grande quantité d'eau, il se dissout, la décompose, et le produit qui en résulte ne diffère pas du deuto-hydro-chlorate d'étain, dont nous ferons l'histoire ; s'il est mêlé avec très-peu d'eau, il s'y combine rapidement, cristallise, fait entendre un petit

bruit, et il y a dégagement de beaucoup de calorique. Si on le fait bouillir avec de l'acide nitrique, celui-ci est décomposé ; son oxigène se porte sur l'étain et forme de l'oxide qui se précipite, tandis que le gaz nitreux (deutoxide d'azote) qui résulte de cette décomposition se dégage avec le chlore du chlorure, également décomposé. Le *spiritus Libavii* ne décolore pas le sulfate rouge de manganèse ; le *chlore* ne perd point la propriété de décolorer l'indigo en se dissolvant dans ce liquide (M. Gay-Lussac). Il doit être conservé dans des flacons à l'émeri, dont le bouchon soit enduit d'une légère couche d'huile : sans cela, on éprouve la plus grande difficulté à les déboucher.

Préparation. Ordinairement on met, dans une cornue, un mélange parfaitement pulvérisé de parties égales de deuto-chlorure de mercure et d'un alliage fait avec 2 parties d'étain et une partie de mercure ; on adapte à la cornue une allonge et un récipient, et on chauffe graduellement : le deuto-chlorure cède le chlore à l'étain, et le mercure est mis à nu ; le *spiritus Libavii* formé se volatilise et vient se condenser dans le récipient. L'expérience ne saurait avoir un plein succès si l'appareil était humide. M. Proust prescrit de faire cette préparation en prenant 4 parties de sublimé corrosif et une partie d'étain. On peut également obtenir le *spiritus Libavii* en faisant passer du chlore gazeux desséché à travers de l'étain pulvérisé.

Il existe encore un *proto-chlorure* d'étain que l'on peut obtenir en faisant chauffer de l'étain et du proto-chlorure de mercure (calomélas) ; il est solide, blanc, et se transforme en proto-hydro-chlorate lorsqu'on le met dans l'eau.

Composition. Le proto-chlorure d'étain paraît formé d'un atome de chlore (4,5) et d'un atome d'étain (7,375) ou de 100 d'étain et de 61,01 de chlore. En supposant le deuto-chlorure composé de deux atomes de chlore et d'un

atome d'étain, on le trouverait formé de 100 parties d'étain et de 122,02 de chlore : ce résultat diffère de celui auquel est parvenu M. J. Davy, qui croit le deuto-chlorure composé de 100 de métal et de 140 de chlore.

L'*azote* est sans action sur l'étain. L'*eau* est décomposée par ce métal dont la température a été élevée; on obtient du gaz hydrogène et du deutoxide d'étain. Il n'altère point le gaz *oxide de carbone*; il enlève l'oxigène au *protoxide d'azote*, et il agit probablement de même sur le gaz deutoxide.

Il n'altère point l'acide *borique*; on ignore quelle est son action sur le gaz acide *carbonique*; il s'empare de l'oxigène de l'acide *phosphorique*, pourvu que la température soit assez élevée; il n'agit pas à froid sur l'acide *sulfurique* concentré; mais si on chauffe le mélange, il y a décomposition d'une portion de l'acide, dégagement de gaz acide sulfureux et production de sulfate d'étain. On ne connaît pas l'action de l'acide *sulfureux* sur ce métal; il en est de même de celle qu'exercent les acides *iodique* et *chlorique*. L'acide *nitrique* concentré agit sur lui comme sur le fer; il le transforme en deutoxide blanc insoluble dans cet acide à chaud, et il y a production de nitrate d'ammoniaque. (*Voyez* pag. 476). Si l'acide *nitrique* est un peu étendu d'eau, et qu'on le fasse agir sur ce métal, il le fait passer à l'état de protoxide, qui se dissout en partie dans l'acide non décomposé. La portion non dissoute se transforme lorsqu'on la dessèche à la température de 55°, en une masse blanche, demi-transparente, friable, connue sous le nom d'*hydrate d'étain*, et composée de 100 parties de protoxide et de 24 d'eau. Si au lieu de dessécher ainsi cet oxide, on le laisse à l'air libre, il retient deux fois autant d'eau que le précédent, et il conserve une belle couleur blanche et un lustre soyeux qui le rendent très-agréable à l'œil. (Thomson.) L'acide *nitreux* est rapidement décomposé par l'étain. Chauffé avec du gaz acide *hydro-chlorique*, il

s'empare du chlore et met l'hydrogène à nu. Si l'acide hydro-chlorique est liquide, il décompose l'eau qui entre dans sa composition, se combine avec l'oxigène pour passer à l'état de protoxide d'étain soluble dans l'acide hydro-chlorique, tandis que l'hydrogène se dégage : ce phénomène a même lieu à froid. Il décompose également le gaz acide *hydro-sulfurique*, se combine avec le soufre, et met le gaz hydrogène à nu. Il n'exerce aucune action sur l'acide hydro-phtorique.

L'étain peut se combiner avec plusieurs des métaux précédemment étudiés, savoir : 1°. avec le potassium ; 2°. avec le sodium ; 3°. avec le fer. En faisant fondre 8 parties d'étain et une partie de fer, et en recouvrant le tout de verre pilé, on obtient un alliage cassant, fusible au-dessous de la chaleur rouge, que l'on peut employer pour étamer le cuivre.

Le *fer-blanc* doit être considéré comme une lame de fer dont toutes les surfaces sont combinées avec de l'étain, par conséquent comme un véritable alliage. Cet alliage n'offre aucune cristallisation manifeste : cependant on peut lui donner une apparence cristalline très-prononcée et un chatoiement fort agréable, lorsqu'on le traite convenablement par les acides. La découverte de cet art, qui constitue le *moiré métallique*, est due à M. Alard.

Procédé. On fait chauffer légèrement une feuille de fer-blanc (celui d'Angleterre doit être préféré) ; on l'humecte légèrement et par-tout avec une éponge trempée dans un mélange d'acides (1) ; le moiré se forme en moins d'une minute ; on trempe la feuille dans l'eau froide, et on la

(1) Voici les mélanges les plus convenables, d'après M. Herpin de Metz : 1°. 2 parties d'acide nitrique, 2 d'acide hydro-chlorique, 3 ou 4 d'eau distillée ; 2°. parties égales d'eau et d'acides nitrique, hydro-chlorique, sulfurique ; 3°. 4 parties d'a-

lave en la frottant légèrement avec un peu de coton ou la barbe d'une plume, imprégnés d'eau de rivière, et mieux d'eau distillée contenant une cuillerée d'acide par litre; il importe que ce lavage soit pratiqué au moment convenable, c'est-à-dire, lorsqu'on aperçoit quelques taches grises et noires se former : après l'avoir lavé, on le laisse sécher. Dans le cas où on ne voudrait pas le vernir de suite, on le recouvrirait d'une couche un peu épaisse de gomme arabique dissoute dans l'eau. Les nuances colorées que l'on voit sur le *moiré* sont dues à des vernis colorés et transparens.

Théorie du moiré. Le fer-blanc, dès le moment de sa formation, offre une cristallisation qui n'est point visible, parce que les molécules cristallisées sont unies à d'autres qui n'ont point de forme régulière : les acides dissolvent ces dernières, et mettent les premières à nu.

L'étain est employé dans la préparation de l'alliage des cloches et des canons, de l'or mussif, de la potée et des divers sels d'étain; on s'en sert pour étamer le cuivre, pour faire la soudure des plombiers, pour mettre les glaces au tain, etc. Il est regardé par plusieurs médecins comme vermifuge, et administré comme tel en limaille, à la dose de 1, 2, 3, 6 gros, dans quelques cuillerées d'un liquide anthelmintique; on l'a préconisé dans la lèpre; enfin il entre dans la composition anti-hectique de Potérius, et dans le *lilium* de Paracelse. On a abandonné depuis longtemps les pilules anti-hystériques, joviales et autres, dont l'étain ou quelques-uns de ses sels faisaient la base.

Poids d'un atome d'étain. Le protoxide d'étain est formé de 100 parties de métal et de 13,55 d'oxigène : en le con-

---

cide nitrique, une d'hydro-chlorate d'ammoniaque; 4°. 4 d'acide nitrique, une d'hydro-chlorate de soude, 2 d'eau distillée.

sidérant comme un composé d'un atome d'oxigène, dont le poids est 1, et d'un atome de métal, le poids de ce dernier sera 7,375.

Extraction. On n'exploite guère que les mines d'oxide; on commence par les bocarder pour les séparer de la gangue ou des terres avec lesquelles elles sont mêlées; on y parvient facilement en faisant couler sur la mine, posée sur une planche légèrement inclinée, de l'eau qui n'entraîne que la gangue, beaucoup plus légère que le minerai: alors on chauffe fortement l'oxide avec du charbon mouillé; l'étain mis à nu tombe sur le sol, et de là dans un bassin. Si on ne mouillait pas le charbon, une portion d'oxide serait entraînée par le vent des soufflets. Si la mine contient des sulfures de fer et de cuivre, on la grille pour la transformer en sulfates de fer et de cuivre, et en oxides de fer, de cuivre et d'étain; on traite ces produits par l'eau, qui ne dissout que les sulfates; on lave les oxides sur des tables légèrement inclinées: ceux de fer et de cuivre, plus légers que celui d'étain, sont entraînés: celui-ci reste donc presque pur. S'il contenait encore de l'oxide de fer, on séparerait ce dernier au moyen du barreau aimanté. L'oxide d'étain ainsi obtenu est traité par le charbon, comme nous venons de le dire.

Des Oxides d'Etain.

On connaît deux oxides d'étain.

532. *Protoxide d'étain.* Il est le produit de l'art; blanc lorsqu'il est uni avec l'eau, gris-noirâtre quand il a été desséché; indécomposable par le feu; il absorbe facilement le gaz oxigène pur ou celui qui est contenu dans l'air, et passe à l'état de deutoxide: cette absorption a même lieu avec dégagement de calorique et de lumière lorsque la température est assez élevée. Il ne peut point se transformer en carbonate à l'air. Traité par la potasse liquide, il se dis-

sout; la dissolution, filtrée et abandonnée à elle-même dans un flacon bouché, laisse précipiter, au bout d'un certain temps, de l'étain métallique, et se trouve contenir alors du deutoxide d'étain (Proust). Ces faits prouvent que le protoxide a été décomposé par la potasse, et transformé en deutoxide d'étain soluble dans l'alcali, et en étain métallique. Il n'a point d'usages. Il est formé, d'après M. Gay-Lussac, de 100 parties de métal et de 13,55 d'oxigène, ou d'un atome d'oxigène et d'un atome d'étain; d'où il suit que le poids d'un atome de protoxide est de 8,375. On l'obtient en décomposant le proto-hydro-chlorate d'étain par l'ammoniaque, et en lavant le précipité.

Deutoxide d'étain. On le trouve souvent dans la nature; il existe en Angleterre, en Espagne, en Bohême, en Saxe, à Banca, à Malaca, etc. Il est blanc, et ne passe pas au noir par la dessiccation; il est fusible, indécomposable au feu, et ne peut plus absorber d'oxigène. Il se dissout très-bien dans la potasse ou la soude, au point que plusieurs chimistes le regardent comme un acide auquel ils donnent le nom d'*acide stannique.* On se sert de l'oxide d'étain naturel pour extraire le métal. Il entre dans la composition de la potée, préparation dont on se sert pour polir les glaces, et qui est presque entièrement formée de deutoxide d'étain et de protoxide de plomb. Le deutoxide d'étain est composé d'un atome de métal et de deux atomes d'oxigène, ou de 100 de métal et de 27,1 d'oxigène. On l'obtient en traitant l'étain en grenaille par l'acide nitrique bouillant: il se produit une vive effervescence, et l'oxide est formé; on le lave et on le fait sécher.

Des Sels formés par le protoxide d'étain.

Les dissolutions salines d'étain peu oxidé, exposées à l'air, se troublent, absorbent de l'oxigène, et donnent

un précipité qui est tantôt du deutoxide, tantôt un sous-sel au deuxième degré d'oxidation. Le *chlore* les transforme en deuto-sels. (Voy. *Action du chlore sur les sels de protoxide de fer.*) L'acide sulfureux est décomposé par elles, leur cède de l'oxigène, et il y a du soufre précipité. Les hydro-sulfates de potasse, de soude ou d'ammoniaque, et l'acide hydro-sulfurique, les décomposent, et en précipitent un hydro-sulfate de protoxide couleur de chocolat. La *potasse*, la *soude* ou l'*ammoniaque*, etc., y font naître un précipité blanc de protoxide, soluble dans un excès de potasse et de soude : suivant quelques chimistes, ce précipité est composé de deutoxide d'étain et d'étain métallique (Voy. *Protoxide d'étain*). La *cochenille* y occasionne un précipité cramoisi pur ; l'*hydro-cyanate* de potasse et de fer (prussiate) y fait naître un précipité blanc.

533. *Proto-sulfate d'étain.* Ce sel est un produit de l'art ; il est peu soluble dans l'eau, et susceptible de donner, par une évaporation lente, des prismes longs et très-minces. Lorsqu'on le fait bouillir avec l'acide sulfurique concentré, il passe à l'état de deuto-sulfate (Berthollet fils). Il n'a point d'usages.

Préparation. On l'obtient en versant de l'acide sulfurique concentré dans une dissolution d'hydro-chlorate de protoxide d'étain ; il se précipite sous la forme d'une poudre blanche.

534. *Proto-nitrate d'étain.* On ne le trouve pas dans la nature. Il est ordinairement sous la forme d'un liquide jaunâtre, acide, incristallisable, que l'on peut transformer, par la simple évaporation, en deutoxide d'étain : dans ce cas, l'acide nitrique est décomposé, et cède l'oxigène au protoxide; exposé à l'air, il en absorbe l'oxigène, et il se précipite du deutoxide, phénomène qui dépend de ce que l'acide nitrique ne se trouve plus assez abondant pour tenir cet oxide en dissolution. Il est sans usages.

Préparation. On met sur le métal divisé, à l'abri du contact de l'air, et *à la température ordinaire*, de l'acide nitrique, dont la pesanteur est de 1,114 : une portion de l'acide se décompose pour oxider le métal; l'autre portion dissout l'oxide formé.

535. *Hydro-chlorate de protoxide d'étain.* Il est le produit de l'art; on l'obtient sous la forme de petites aiguilles blanches, d'une saveur fortement styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol, et très-solubles dans l'eau : exposé à l'air, il passe à l'état de sous-deuto-hydro-chlorate insoluble. L'eau distillée ne trouble point cette dissolution pure; mais si elle est mêlée avec l'hydro-chlorate de protoxide d'antimoine, elle est fortement précipitée par ce liquide, qui non-seulement décompose le sel d'antimoine, mais qui précipite encore une grande partie de l'oxide d'étain, comme M. Thenard l'a prouvé. Les acides nitrique et nitreux sont décomposés par ce sel à la température ordinaire; ils lui cèdent une portion de leur oxigène, et se transforment en gaz deutoxide d'azote; la dissolution se trouble, et passe à l'état de sous-deuto-hydro-chlorate d'étain insoluble. Les sels de fer très-oxidés sont aussi décomposés par cette dissolution, et ramenés à un degré d'oxidation inférieur; il en est de même de plusieurs autres préparations métalliques dont nous parlerons par la suite. L'hydro-chlorate de protoxide d'étain est rarement employé dans les arts; celui dont on se sert ordinairement est un mélange de beaucoup de proto-hydro-chlorate et de sous-deuto-hydro-chlorate. On n'en fait plus usage en médecine; il agit comme les poisons irritans, et détermine la mort au bout de quinze à dix-huit heures, lorsqu'il est administré à la dose d'un gros ou un gros et demi. Le lait le décompose complètement et avec la plus grande rapidité, et doit être considéré comme son antidote.

Préparation. On l'obtient en faisant chauffer le métal

très-divisé avec l'acide hydro-chlorique liquide et concentré; il est convenable d'agir dans une cornue à laquelle on adapte un récipient pour ne pas perdre l'acide hydrochlorique qui se volatilise. L'eau est décomposée pour oxider le métal, et il se dégage du gaz hydrogène. L'hydrochlorate formé cristallise par le refroidissement : on doit le conserver à l'abri du contact de l'air.

536. *Proto-hydro-sulfate d'étain.* Il est le produit de l'art, d'une couleur semblable à celle du chocolat, insoluble dans l'eau, insipide et sans usages.

Préparation. (*Voy.* pag. 304.)

Des Sels formés par le deutoxide d'étain.

Les sels solubles formés par le deutoxide d'étain étant saturés d'oxigène, ne se troublent plus par leur exposition à l'air ni par leur mélange avec le chlore, l'acide sulfureux les acides nitrique, nitreux, etc.; les hydro-sulfates solubles en précipitent de l'hydro-sulfate d'étain *jaune.* La *potasse*, la soude et l'ammoniaque en séparent le deutoxide, qui se dissout très-facilement dans un excès de potasse et de soude; la cochenille y occasionne un précipité écarlate; l'hydro-cyanate de potasse et de fer les précipite en blanc.

537. *Deuto-sulfate d'étain.* Il est le produit de l'art; on l'obtient sous la forme d'un liquide acide et incristallisable; évaporé jusqu'en consistance sirupeuse, et traité par l'eau, il laisse précipiter une certaine quantité d'oxide (Berthollet fils). Il est sans usages.

Préparation On fait bouillir le proto-sulfate d'étain avec l'acide sulfurique concentré.

538. *Deuto-nitrate d'étain.* Peu connu : il existe pourtant, car le deutoxide d'étain se dissout à froid dans l'acide nitrique sans dégagement de gaz nitreux. Il serait impos-

sible de le former à l'aide de la chaleur, le deutoxide étant insoluble dans l'acide nitrique à une température élevée.

539. *Deuto-hydro-chlorate d'étain.* Il est le produit de l'art. Comme le proto-hydro-chlorate, il a une saveur styptique, cristallise en petites aiguilles et rougit l'*infusum* de tournesol; il est déliquescent; on s'en sert avec grand succès comme mordant dans la teinture écarlate.

Préparation. On peut l'obtenir en mettant le *per-chlorure* dans l'eau, ou en faisant passer du chlore gazeux à travers une dissolution d'hydro-chlorate de protoxide, ou bien en traitant l'étain par l'eau régale.

540. On vend dans le commerce un *sel d'étain* que l'on emploie beaucoup dans les manufactures, et qui est composé de proto-hydro-chlorate, de sous-deuto-hydro-chlorate d'étain et d'un sel ferrugineux; il diffère du proto-hydro-chlorate par les propriétés suivantes : l'eau distillée ne le dissout jamais entièrement, ce qui dépend de l'insolubilité du sous-deuto-hydro-chlorate qu'il contient; les hydro-sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque en précipitent une poudre noirâtre, tandis que le précipité qu'ils forment dans le proto-hydro-chlorate a la couleur du chocolat, etc. On se sert de ce sel d'étain dans les manufactures de porcelaine, pour faire le pourpre de Cassius (*voyez* art. *Or*), et dans les fabriques de toiles peintes, comme nous le dirons par la suite.

Des Métaux de la quatrième section.

Les principaux caractères assignés par M. Thenard aux quatorze métaux compris dans cette classe (1) sont, 1°. de

(1) Nous croyons devoir ajouter aux treize métaux compris dans la quatrième section de l'ouvrage de M. Thenard, le *plomb*.

ne décomposer l'eau ni à chaud ni à froid ; 2°. d'absorber l'oxigène à une température élevée ; 3°. de donner des oxides irréductibles par la chaleur seule. Parmi ces métaux, six peuvent devenir acides en se combinant avec une suffisante quantité d'oxigène ; les autres ne paraissent pas jouir de cette propriété.

L'acide *sulfurique* agit sur eux à-peu-près comme sur les métaux de la troisième classe ; il en est de même de l'acide *nitrique*, excepté que, dans quelques circonstances, il les fait passer à l'état d'acide. L'acide *hydro-chlorique* liquide peut en dissoudre quelques-uns après les avoir oxidés : en effet, l'eau se décompose ; son oxigène se combine avec le métal, et l'hydrogène se dégage ; la décomposition de l'eau qui, comme nous l'avons dit, ne serait pas opérée par le métal seul, a lieu ici en vertu d'une double affinité ; savoir, 1°. celle du métal pour l'oxigène, 2°. celle de l'oxide prêt à se former pour l'acide hydrochlorique.

Des Produits oxidés de la quatrième classe.

Ces produits sont ou des acides ou des oxides. Les premiers rougissent, en général, l'*infusum* de tournesol et s'unissent aux alcalis pour former des sels ; les autres ne changent point la couleur du tournesol ; quelques-uns d'entre eux verdissent le sirop de violette ; enfin, il en est un certain nombre qui se combinent avec les acides pour donner naissance à des sels.

Des Sels de la quatrième classe.

On trouve dans cette classe des sels produits 1°. par un des oxides de la classe et par un acide non métallique ; 2°. par un acide métallique et par un oxide quelconque :

tels sont, par exemple, les *arséniates*. Les premiers, lorsqu'ils sont solubles, sont décomposés par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, par les hydro-sulfates, et presque toujours par l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate).

Métaux susceptibles de devenir acides en se combinant avec l'oxigène.

Ces métaux sont le sélénium, l'arsenic, le molybdène, le chrome, le tungstène et le columbium.

Du Sélénium.

Le sélénium a été découvert à la fin de 1817 par M. Berzelius. Il n'a été trouvé jusqu'à présent que dans le soufre de Fahlun, où il existe en très-petite quantité. Son nom a été dérivé de *selen*, la lune, pour rappeler son analogie avec le *tellure* (dérivé de *tellus*, *telluris*, la terre).

Le sélénium refroidi après avoir été fondu est solide, brillant et d'une couleur brune; sa cassure est vitreuse et couleur de plomb; sa poudre est d'un rouge foncé; il n'est point dur; le couteau le raie aisément; il est fragile; sa pesanteur spécifique est de 4,32. Il est mauvais conducteur du calorique. Soumis à l'action du *feu* dans des vaisseaux fermés, il bout et peut être distillé. Il n'est point conducteur du fluide *électrique* (1).

541. Chauffé dans un grand flacon rempli de gaz *oxi-*

---

(1) Le sélénium est considéré par quelques chimistes comme un corps qui jouit à-la-fois des propriétés appartenant aux métaux et aux corps simples non métalliques; il peut être regardé comme établissant le passage d'une de ces classes de corps à l'autre : cependant il se rapproche plus du soufre que des métaux.

gène ou d'*air* atmosphérique, il s'évapore et passe à l'état d'oxide. Si, après l'avoir chauffé dans une boule de verre assez petite pour qu'il ne puisse pas se disperser, on y fait arriver un courant de gaz oxigène, il bout, absorbe le gaz, brûle avec une flamme dont la lumière est faible, et passe à l'état d'acide *sélénique*. Si, lorsque le sélénium a le contact de l'air, on l'enflamme, il s'oxide, brûle avec une flamme bleu d'azur, et l'oxide formé s'évapore en répandant une odeur très-forte de chou pourri (*propriété essentielle*) : cet oxide reste toujours mêlé avec l'air.

L'*hydrogène* peut se combiner avec le sélénium et former du gaz acide *hydro-sélénique* : on l'obtient en versant de l'acide hydro-chlorique délayé sur un composé de *sélénium* et de *potassium*, disposé dans une cornue munie d'un tube recourbé, qui va se rendre sous des cloches pleines de mercure : l'eau se décompose ; l'oxigène transforme le potassium en deutoxide, tandis que l'hydrogène s'unit au sélénium. Le gaz acide hydro-sélénique est beaucoup plus soluble dans l'eau que le gaz acide hydro-sulfurique ; la dissolution a un goût hépatique ; elle rougit le papier de tournesol et donne à la peau une couleur brune qu'on ne peut pas enlever par l'eau. Elle précipite toutes les dissolutions métalliques neutres ; les précipités sont tantôt des séléniures, tantôt des hydro-séléniates métalliques. Le gaz acide hydro-sélénique est excessivement délétère.

Le *carbone* paraît susceptible de se combiner avec le sélénium. Le *phosphore* fondu dissout le sélénium en toutes proportions. Le phosphure qui en résulte jouit de la propriété de décomposer l'eau. Le *soufre* peut s'unir directement avec le sélénium ; mais le meilleur procédé pour obtenir ce sulfure consiste à précipiter une dissolution d'acide sélénique par le gaz acide hydro-sulfurique. Le sulfure de sélénium est d'une couleur orange foncée ; il est très-fusible, et susceptible de se ramollir à la température de l'eau bouil-

lante ; il est soluble dans la potasse et la soude. Chauffé avec le contact de l'air, il est décomposé et transformé en acide sulfureux et en oxide de sélénium qui se volatilisent.

Le *chlore* est absorbé par le sélénium à froid ; il y a élévation de température et formation d'un chlorure liquide brun, qui peut absorber une nouvelle quantité de chlore et passer à l'état de deuto-chlorure solide blanc.

542. L'acide *nitrique* agit à peine sur le sélénium à froid ; mais à une température élevée, il le dissout avec rapidité, se décompose, lui cède de l'oxigène, et le transforme en acide *sélénique*. L'*eau régale* exerce la même action, mais elle est encore plus vive. L'acide produit peut être obtenu sous la forme de cristaux prismatiques en laissant refroidir lentement la liqueur.

Le *potassium*, le *zinc*, le *fer*, l'*étain* et plusieurs autres métaux peuvent se combiner avec le sélénium, et donner des composés qui ont les plus grands rapports avec les sulfures.

De l'Oxide de sélénium.

543. Cet oxide est le produit de l'art. Il est gazeux, doué d'une forte odeur de chou pourri, très-peu soluble dans l'eau, sans action sur les alcalis caustiques dissous dans l'eau, et ne possédant point la propriété de se combiner avec les acides pour former des sels. On l'obtient comme il a été dit § 541, et on le débarrasse de l'acide sélénique qu'il pourrait contenir, au moyen de l'eau distillée, qui dissout cet acide. Il n'a point d'usages.

De l'Acide sélénique.

544. L'acide sélénique ne se trouve pas dans la nature. Il peut être obtenu sous la forme d'aiguilles tétraèdres très-longues, rougissant la teinture de tournesol, douées d'une saveur

acide brûlante. Il est *volatil*, mais beaucoup moins que l'eau; il attire fortement l'humidité de l'*air*; il se dissout très-bien dans l'*eau* et dans l'*alcool*: la dissolution aqueuse, évaporée lentement, fournit des prismes striés. Il est décomposé par le gaz acide hydro-sulfurique, dont l'hydrogène se porte sur l'oxigène de l'acide sélénique pour former de l'eau, tandis que le soufre s'unit au sélénium, et donne un sulfure d'une couleur orange foncée. Si l'on introduit une lame de *zinc* ou de *fer* poli dans un mélange d'acide sélénique et d'acide hydro-chlorique, le sélénium se précipite peu à peu sous forme de flocons rouges, bruns ou noirâtres, suivant la température. Dans cette expérience, le zinc ou le fer s'emparent de l'oxigène de l'acide sélénique et se transforment en oxides qui restent dissous dans l'acide hydro-chlorique. L'acide sélénique se combine avec les oxides métalliques, et forme des sels qui portent le nom de *séléniates*. On l'obtient en traitant le sélénium par l'acide nitrique. (*Voy.* § 542.) Il n'a point d'usages.

Des Séléniates.

Les séléniates sont décomposés, à une température rouge, par le charbon, qui s'empare de l'oxigène de l'oxide pour former du gaz oxide de carbone ou de l'acide carbonique; le sélénium mis à nu se sublime en partie, tandis qu'une autre portion reste unie avec l'oxide métallique ou avec le métal provenant de la décomposition de cet oxide. Les séléniates neutres, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont insolubles ou peu solubles dans l'*eau*. Ils n'ont point d'usages.

Composition. Dans les séléniates neutres, l'acide contient deux fois autant d'oxigène que l'oxide. Dans les *séléniates acidules* (*bi-séléniates*), l'acide renferme quatre fois autant d'oxigène que l'oxide; enfin, dans les séléniates

acides (*quadri-séléniates*), l'acide paraît contenir huit fois autant d'oxigène que l'oxide.

Préparation. On obtient les séléniates par le 1er procédé. (*Voy.* § 202.)

De l'Arsenic.

On trouve l'arsenic, 1°. à l'état natif; 2°. à l'état d'oxide; 3°. combiné avec le soufre et quelques métaux; 4°. enfin il entre dans la composition de certains arséniates que l'on rencontre quelquefois dans la nature.

545. L'arsenic est un métal solide, gris d'acier et brillant lorsqu'il est récemment préparé; sa texture est grenue et quelquefois écailleuse, sa dureté peu considérable, sa fragilité très-grande; sa pesanteur spécifique est de 8,308 d'après Bergmann; il répand une légère odeur lorsqu'on le frotte entre les mains; il est insipide.

Exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux clos, l'arsenic se sublime à la température de 180°, et cristallise en tétraèdres sans se fondre ni éprouver la moindre altération : il faut, pour en obtenir la fusion, le chauffer sous une pression beaucoup plus forte que celle de l'atmosphère. Si on le met en contact avec le gaz *oxigène*, et qu'on élève sa température, il passe à l'état d'oxide blanc (acide arsénieux) qui se sublime; l'absorption de l'oxigène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière bleuâtre. Les mêmes phénomènes se produisent si on substitue l'*air* au gaz oxigène, comme on peut s'en convaincre en jetant quelques gros d'arsenic métallique dans un têt rouge et évasé; les vapeurs blanches qui se forment dans ces circonstances ont une odeur analogue à celle de l'ail, et sont très-dangereuses à respirer.

Propriété essentielle. Quelques chimistes pensent que l'arsenic, soumis à l'action de l'air ou du gaz oxigène humide, passe à l'état de protoxide noir qui ternit l'éclat du

métal. M. Proust ne croit pas devoir admettre cet oxide, et le regarde comme formé d'arsenic métallique et d'oxide blanc, puisqu'en le chauffant directement dans des vaisseaux fermés on en retire de l'oxide blanc très-volatil (acide arsénieux) et de l'arsenic. Quoi qu'il en soit, ce produit, qui ne diffère pas de la poudre aux mouches, attire promptement l'humidité de l'air, se pelotonne et prend un aspect cendré rougeâtre; s'il est accumulé en assez grande quantité, il s'échauffe, s'embrase, et met le feu aux substances avides d'oxigène dans lesquelles il est enfermé. Il est arrivé un accident de cette nature dans un des magasins de la rue des Lombards.

546. Le gaz *hydrogène* peut se combiner directement avec l'arsenic; il suffit pour cela de le mettre en contact avec le gaz qui se produit en décomposant l'eau par la pile électrique : il se forme dans ce cas un *hydrure solide*. Il existe encore un produit gazeux formé aussi de ces deux élémens, que l'on ne peut pas obtenir directement, et dont nous indiquerons le mode de préparation plus bas. L'*hydrure* d'arsenic est solide, inodore, insipide, brun-rougeâtre, terne et indécomposable à une chaleur voisine du rouge cerise. Chauffé avec le gaz oxigène ou avec l'air, il se décompose et se transforme en eau et en oxide blanc d'arsenic : dans ce cas, l'absorption de l'oxigène a lieu avec dégagement de calorique et de lumière. Il est sans usages.

Hydrogène arsenié. On ne trouve jamais ce gaz dans la nature; il est incolore et doué d'une odeur fétide et nauséabonde. Un décimètre cube pèse, d'après M. Davy, $0^{gr},9714$; il ne rougit point les couleurs bleues végétales. Soumis à un courant d'étincelles électriques, il paraît se décomposer en hydrure d'arsenic et en gaz hydrogène : il est probable qu'il serait également décomposé par une forte chaleur. Il peut être liquéfié, suivant M. Stromeyer,

à un froid de 30°—0°. Chauffé avec une suffisante quantité de gaz oxigène, il se transforme en eau et en oxide blanc d'arsenic, et il y a dégagement de lumière. Il est décomposé par l'eau aérée; l'oxigène de l'air contenu dans ce liquide transforme l'hydrogène en eau et l'arsenic en oxide.

Propriété essentielle. Lorsqu'il est en contact avec l'air, il peut être enflammé au moyen d'une bougie allumée; à mesure qu'il absorbe l'oxigène, les parois de la cloche qui le renferme se tapissent d'une matière brunâtre que M. Thenard pense être de l'hydrure d'arsenic. Il s'enflamme aussi dans le chlore, qui le décompose, et il se forme de l'acide hydro-chlorique et du chlorure d'arsenic. Il est également décomposé par le soufre, qui s'unit à l'hydrogène, et donne naissance à de l'acide hydro-sulfurique, tandis que l'arsenic passe à l'état de sulfure d'arsenic à l'aide d'une certaine quantité de soufre. Le zinc, l'étain, le potassium et le sodium le décomposent aussi à une température élevée, s'emparent de l'arsenic et mettent l'hydrogène à nu. Cent parties de ce gaz en volume contiennent 140 parties de gaz hydrogène. Son action sur l'économie animale est des plus délétères. M. Gehlen, professeur distingué de l'académie de Munich, cherchait à juger par l'odeur le moment où le gaz commencerait à se dégager; à peine une heure s'était écoulée, qu'il fut attaqué de vomissemens continuels, avec frissons et une faiblesse alarmante : il expira après neuf jours de souffrances atroces, et cependant la quantité de métal qu'il pouvait avoir inspirée était infiniment petite. Ce gaz paraît agir sur le système nerveux. Il n'est pas employé.

Préparation. On soumet à l'action d'une douce chaleur une fiole munie d'un tube recourbé, contenant une partie d'alliage d'étain et d'arsenic réduit en poudre (*voyez* pag. 515), et 4 ou 5 parties d'acide hydro-chlorique; le

gaz hydrogène arsenié se dégage, et il reste dans la fiole de l'hydro-chlorate d'étain. *Théorie.* L'eau de l'acide hydro-chlorique est décomposée; son oxigène oxide l'étain, tandis que l'hydrogène s'unit à l'arsenic, et forme le gaz dont nous parlons.

Le *bore* et le *carbone* n'exercent pas d'action sur l'arsenic. Le *phosphore*, chauffé avec la poudre de ce métal, à l'abri du contact de l'air, se combine avec lui, et donne un phosphure brillant, cassant, décomposable par l'air ou par le gaz oxigène, à une température élevée : il se forme, dans ces cas, de l'acide phosphorique fixe et de l'oxide blanc d'arsenic qui se volatilise, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce phosphure est sans usages.

Le *soufre* peut s'unir avec l'arsenic, et donner deux sulfures, l'orpiment et le réalgar. 1°. *Orpiment naturel.* Il existe en Hongrie, en Transylvanie, en Géorgie, en Valachie, en Natolie, et dans diverses parties de l'Orient. Il est solide, d'une belle couleur jaune-citron, insipide, inodore et lamelleux; sa pesanteur spécifique est de 3,45; il fond plus facilement que l'arsenic et ne tarde pas à se volatiliser. L'air et le gaz oxigène le transforment en gaz acide sulfureux et en oxide blanc d'arsenic, pourvu que la température soit élevée. Il est formé de 163 parties d'arsenic et de 100 parties de soufre. Il est employé dans les manufactures de toiles peintes pour dissoudre l'indigo; les peintres s'en servent aussi quelquefois. Introduit dans l'estomac des chiens, à la dose de un ou 2 gros, il détermine la mort au bout de trente-six ou quarante-huit heures, et l'on trouve les tissus du canal digestif plus ou moins enflammés. *Orpiment artificiel* (sulfure jaune d'arsenic). On l'obtient en décomposant une dissolution aqueuse d'oxide blanc d'arsenic par le gaz acide hydro-sulfurique; il se forme de l'eau, et du sulfure qui se précipite. On le prépare éga-

lement en sublimant un mélange d'arsenic et de soufre à une chaleur insuffisante pour en opérer la fusion. Il agit sur l'économie animale avec plus d'énergie que le précédent; puisque 18 grains suffisent pour occasionner la mort des mêmes animaux en quinze ou dix-huit heures (expériences de M. Smith). Il entre dans la composition du baume vert; du collyre de Lanfrane, etc.; on l'emploie rarement seul; on en a cependant fait usage dans les suppurations atoniques compliquées de fongosités, dans les exanthèmes chroniques; mais il est presque généralement abandonné. Il est formé de 100 parties d'arsenic et de 72,41 de soufre. 2°. *Réalgar naturel.* On trouve ce sulfure au Saint-Gothard, en Transylvanie, en Saxe, en Bohême; on le rencontre presque toujours aux environs des volcans. Il est solide, d'une couleur rouge orangée, sans saveur; il se fond plus facilement que l'orpiment, et se volatilise; l'air et le gaz oxigène agissent sur lui comme sur le précédent. Il est formé de 233 parties d'arsenic et de 100 de soufre. Ces analyses, faites par M. Laugier, prouvent que les sulfures naturels ne sont pas formés des mêmes proportions que le sulfure artificiel. On s'en sert quelquefois en peinture; les Chinois l'emploient pour faire des vases dans lesquels ils mettent du vinaigre qui acquiert des propriétés purgatives. Quarante grains de ce sulfure natif, appliqués sur la cuisse d'un chien de huit pouces de haut, déterminèrent la mort au bout de six jours: les intestins offraient des ulcérations miliaires et des rides noirâtres. Un gros 26 grains du même sulfure préparé dans les laboratoires, appliqués sur la cuisse d'un autre chien, lui firent éprouver, le troisième jour, des convulsions qui se terminèrent le soir du même jour par la mort. On trouva, vers le pylore, des ulcérations à fond noir; l'intérieur du rectum offrait plusieurs rides rouges et des tubercules livides. Il n'est pas employé en médecine. *Réalgar artificiel.* On l'obtient en

faisant fondre dans un creuset couvert un mélange de soufre et d'arsenic.

L'*iode* se combine avec l'arsenic et donne un iodure d'un *rouge pourpre* foncé, ayant les propriétés acides.

Lorsqu'on projette de l'arsenic pulvérisé dans du *chlore* gazeux, ce gaz est absorbé et solidifié par le métal; il y a dégagement de calorique et de lumière, et formation de *chlorure* d'arsenic (beurre d'arsenic), qui paraît sous la forme de fumées blanches, épaisses, qui ne tardent pas à se condenser en un liquide transparent, incolore, d'une consistance huileuse, susceptible de se congeler, volatil et très-caustique : il se transforme en hydro-chlorate lorsqu'on le met dans l'eau. Il est formé de 21,9 parties d'arsenic et de 33,6 de chlore. Si on le considère comme résultant de l'union de deux atomes d'arsenic, qui pèsent 9,50, et de trois atomes de chlore, dont le poids est de 13,5, on le trouvera composé de 23,6 d'arsenic et de 33,6 de chlore.

Préparation. Il s'obtient comme le deuto-chlorure d'étain (*voy.* pag. 494), excepté qu'il faut employer 6 parties de sublimé corrosif contre une d'arsenic.

L'*azote* n'agit pas sur l'arsenic; il en est de même de l'*eau* et du gaz *oxide* de *carbone*. On ne sait pas comment ce métal agit sur les gaz *protoxide* et *deutoxide d'azote*.

Il n'exerce aucune action sur les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique*. L'acide *sulfurique* concentré est décomposé par ce métal à l'aide de la chaleur; il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se forme de l'oxide blanc qui se dissout dans l'acide non décomposé. On ne connaît pas l'action qu'exercent sur lui les acides *iodique* et *chlorique*. Il décompose rapidement l'acide *nitrique* concentré, pourvu qu'on élève un peu la température, et se transforme en une masse blanche qui paraît composée d'oxide blanc et d'acide arsénique, d'après M. Ampère; il y a dégagement de gaz nitreux (deutoxide d'azote). L'acide *hy-*

dro-chlorique liquide dissout l'arsenic à l'aide de la chaleur ; l'eau est décomposée, et il se dégage du gaz hydrogène arsénié (Thomson). On ignore quelle est l'action de ce métal sur l'acide *hydriodique*. L'acide *hydro-phtorique* ne paraît pas agir sur lui.

Parmi les *métaux* précédemment étudiés, le *potassium*, le *sodium*, le *manganèse*, le *zinc*, le *fer* et l'*étain* peuvent se combiner avec l'arsenic, et donner des alliages qui sont cassans, lors même qu'ils ne renferment qu'un dixième de ce métal, si toutefois l'on en excepte le cuivre, qui en exige davantage pour perdre sa ductilité. Ces alliages sont, en général, plus fusibles et moins colorés que les métaux qui les composent : en effet, l'arsenic jouit de la propriété de blanchir presque tous les métaux avec lesquels il se combine. Lorsqu'on allie une partie de *fer* à 2 parties d'*arsenic*, on obtient un produit d'un blanc grisâtre, très-cassant, beaucoup plus fusible que le fer, nullement magnétique et sans usages. Trois parties d'*étain* et une partie d'*arsenic* donnent un alliage blanc, très-brillant, dont on se sert pour préparer le gaz hydrogène arsénié : il doit être très-cassant, puisque l'étain le devient par sa combinaison avec la vingtième partie de son poids d'arsenic.

Usages. Allié au cuivre et au platine, l'arsenic sert à faire les miroirs des télescopes. Réduit en poudre et mêlé avec de l'eau aérée, il est employé pour tuer les mouches : dans ce cas, l'air contenu dans l'eau transforme le métal en oxide qui se dissout dans le liquide. Enfin, on s'en sert dans la purification du platine, comme nous le dirons par la suite.

Poids d'un atome d'arsenic. En regardant l'oxide blanc d'arsenic comme un composé de 100 parties de métal et de 31,6 d'oxigène, et en le supposant formé de trois atomes d'oxigène, qui pèsent 3, et de deux atomes d'arsenic, le poids d'un atome de ce métal sera 4,75.

Extraction. Pendant le grillage des mines de cobalt arsenical, une grande partie de l'arsenic passe à l'état d'oxide blanc; une autre portion se sublime à l'état métallique près de la cheminée : on recueille cette dernière portion, et on la sublime de nouveau dans des cornues de fonte.

De l'Oxide blanc d'arsenic (acide arsénieux).

En attendant que de nouvelles expériences mettent hors de doute l'existence du protoxide d'arsenic noirâtre, nous n'admettrons que l'oxide blanc. Il existe un autre produit formé par l'oxigène et l'arsenic, l'acide arsénique, dont nous parlerons après avoir fait l'histoire des sels d'arsenic.

L'oxide blanc, connu aussi sous le nom d'*arsenic blanc*, de *mort aux rats*, se trouve en Bohême sous la forme de cristaux blancs, transparens; et en Hesse, sous la forme d'une poudre blanche. Celui que l'on débite dans le commerce s'obtient en grillant les mines de cobalt arsénical, et se présente sous la forme de masses blanches, vitreuses, demi-transparentes et inodores; elles sont jaunes ou jaunes-rougeâtres lorsqu'elles contiennent du sulfure d'arsenic; la saveur de cet oxide est âcre et corrosive; lorsqu'on le réduit en poudre, il a quelque ressemblance avec le sucre pulvérisé; sa pesanteur spécifique est de 5,000. Chauffé dans un matras de verre, il se volatilise, et vient se condenser à la partie supérieure sous la forme d'une croûte blanche ou de petits tétraèdres et d'octaèdres. Exposé sur les charbons ardens, il se volatilise également, et répand des vapeurs blanches, épaisses, d'une odeur alliacée.

Propriété essentielle. On peut produire le même effet en le mettant sur une plaque de fer préalablement chauffée au rouge. Une lame de cuivre, placée au-dessus de ces vapeurs, se recouvre d'une couche d'un *très-beau blanc*, et non pas d'un blanc noirâtre, comme on

l'indique mal-à-propos : cette couche est formée par l'oxide volatilisé, et on peut l'enlever facilement avec le doigt.

Il n'est point décomposé par le calorique. Le gaz *oxigène* ne lui fait éprouver aucune altération ; exposé à l'air, il devient de plus en plus opaque, et toutes les parties jaunes finissent par blanchir et perdre leur transparence. Chauffé avec du soufre, il lui cède son oxigène, et l'on obtient du gaz acide sulfureux et du sulfure d'arsenic. L'oxide blanc d'arsenic, réduit en poudre fine et mêlé avec son volume de charbon et de potasse, se réduit facilement par la chaleur et donne l'arsenic métallique : l'expérience peut être faite dans un tube de verre long, tiré à la lampe par une de ses extrémités, de manière à ce qu'il ne présente qu'une très-petite ouverture : l'arsenic métallique volatilisé vient adhérer aux parois internes du tube, à deux ou trois pouces de son fond. Suivant Klaproth, 1000 parties d'eau bouillante dissolvent 77 $\frac{1}{4}$ parties de cet oxide ; tandis que la même quantité d'eau à 12° n'en dissout que 2 $\frac{1}{2}$ parties. Ce *solutum*, saturé à chaud, dépose par le refroidissement des prismes tétraèdres ne contenant pas d'eau, et il renferme alors 30 parties d'oxide sur 1000 parties d'eau.

Propriétés essentielles. 1°. Ainsi dissous, l'oxide blanc d'arsenic ne rougit point l'*infusum* ni le papier de tournesol ; il verdit au contraire le sirop de violette, et rétablit la couleur du papier rougi par un acide. 2°. Il précipite l'eau de chaux en blanc, et non pas en noir, comme l'indiquent presque tous les auteurs de médecine légale ; ce précipité, formé de chaux et d'oxide d'arsenic, est soluble dans un excès de ce dernier corps. 3°. Le gaz acide hydro-sulfurique ou l'eau dans laquelle il est dissous, précipitent la dissolution d'oxide d'arsenic en jaune doré ; le précipité est du sulfure jaune d'arsenic, d'où l'on doit conclure que l'oxigène de l'oxide s'est combiné avec l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique pour former de l'eau,

tandis que le soufre s'est uni à l'arsenic : on peut, à l'aide de ce réactif, découvrir l'oxide blanc d'arsenic dans un liquide qui n'en contient que $\frac{1}{100000}$. 4°. Les hydro-sulfates ne troublent en aucune manière cette dissolution, à moins qu'on ne verse dans le mélange quelques gouttes d'acide nitrique, hydro-chlorique, etc., qui, en séparant la base de l'hydro-sulfate, mettent l'acide hydro-sulfurique à nu : alors on obtient le même précipité jaune doré. 5°. L'oxide blanc d'arsenic, chauffé avec presque toutes les bases et de l'eau, donne des produits analogues aux sels que l'on a nommés *arsenites*. Plusieurs de ces produits sont décomposés par le feu ; l'eau ne peut en dissoudre qu'un très-petit nombre. Ceux qui sont solubles, comme ceux de potasse et de soude, sont précipités en blanc par les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, qui forment avec la base un sel soluble, tandis que l'oxide d'arsenic se dépose (1).

On emploie l'oxide d'arsenic pour faire le vert de Schéele, pour purifier le platine ; quelquefois aussi on s'en sert dans la fabrication du verre pour hâter la vitrification. Son action sur l'économie animale est des plus délétères. Quel que soit le tissu sur lequel il ait été appliqué, il est absorbé et détermine la mort en très-peu de temps, en agissant sur le système nerveux, les organes de la circu-

---

(1) Nous avons cru devoir développer les caractères de cet oxide, dont les propriétés vénéneuses sont si funestes. Outre ceux dont nous avons parlé, il en est deux autres dont nous ferons mention aux articles *Cuivre* et *Argent*. Le premier consiste en ce que la dissolution aqueuse d'oxide d'arsenic précipite en vert le sulfate de cuivre ammoniacal ; et le second, dans la décomposition du nitrate d'argent liquide et de la pierre infernale par le même *solutum*, qui donne lieu à un précipité jaune.

lation et le canal alimentaire. (*Voyez* mon ouvrage sur les *Poisons*, 2e édition.) On ne connaît pas encore d'antidote à cette substance, et le meilleur moyen que l'on puisse mettre en usage pour combattre les accidens auxquels elle donne lieu, consiste à favoriser le vomissement au moyen de boissons adoucissantes et mucilagineuses. L'oxide blanc d'arsenic fait partie de la pâte arsenicale du frère Côme, dont on se sert souvent pour cautériser les ulcères cancéreux de peu d'étendue. Les expériences de M. Smith, l'observation rapportée par M. Roux, et plusieurs autres recueillies par des personnes dignes de foi, prouvent que l'application extérieure de ce médicament peut être suivie des symptômes les plus funestes, et même de la mort, lorsqu'il est employé en trop grande dose, ou qu'il entre dans sa composition une trop grande quantité d'oxide d'arsenic : c'est à tort que plusieurs praticiens s'obstinent à soutenir le contraire. L'oxide d'arsenic entre dans la composition de la solution minérale de Fowler, que l'on a employée quelquefois avec succès dans les fièvres intermittentes : on en administre 10, 15 ou 20 gouttes dans une demi-tasse de liquide, trois fois par jour, sans avoir égard aux heures des paroxysmes. (Il est inutile de faire remarquer combien ce médicament doit être employé avec prudence.) Pour obtenir cette teinture, on fait bouillir dans un matras 64 grains d'oxide d'arsenic parfaitement pulvérisé, 64 grains de sous-carbonate de potasse du commerce et 8 onces d'eau distillée. Lorsque la dissolution est complète, on ajoute à l'arsénite formé demi-once d'esprit de lavande composé, et une assez grande quantité d'eau pour qu'il y ait une livre de liquide.

Composition de l'oxide blanc d'arsenic. Suivant M. Proust, cet oxide est formé de 100 parties d'arsenic et de 32,979 d'oxigène; en le supposant composé de deux atomes de métal et de trois atomes d'oxigène, on

le trouvera formé de 100 parties de métal et de 31,6 d'oxigène.

Préparation. Lorsqu'on grille les mines de cobalt arsenical, l'arsenic passe en partie à l'état d'oxide blanc volatil qui se sublime; mais comme cet oxide n'est pas pur, on le sublime de nouveau dans des cucurbites en fonte.

Des Sels formés par l'oxide blanc d'arsenic.

L'oxide blanc d'arsenic a plutôt de la tendance à s'unir avec d'autres oxides, vis-à-vis desquels il joue en quelque sorte le rôle d'un acide, qu'à se combiner avec les acides pour former des sels; il existe cependant un certain nombre de sels arsénicaux dont nous devons exposer les caractères. Leurs dissolutions sont précipitées en blanc par l'*eau*; l'oxide précipité se redissout dans un excès d'eau. Les *hydro-sulfates* solubles les précipitent en jaune; le dépôt est du sulfure jaune d'arsenic. L'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate) y fait naître un précipité blanc, soluble dans l'eau, et nullement mélangé de vert et de jaune.

547. *Borate d'arsenic.* Il est le produit de l'art, et se présente, d'après Bergman, en partie sous la forme d'une poudre blanche, en partie en aiguilles. Il n'a point d'usages.

Préparation. (*Voyez* § 205.)

548. *Phosphate d'arsenic.* On ne le trouve pas dans la nature; il est sous la forme de petits cristaux grenus, sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

549. *Sulfate d'arsenic.* Il est le produit de l'art; on l'obtient en petits grains cristallins; chauffé au chalumeau, il exhale une fumée blanche, et se fond en un globule qui s'évapore lentement. Il n'est pas employé.

Préparation. (*Voyez* 4e procédé, § 202.)

550. *Nitrate d'arsenic.* Il existe, suivant Bergman, un nitrate d'arsenic qui résulte de l'action de l'oxide blanc sur l'acide nitrique étendu d'eau. Il est à peine soluble, et se comporte au chalumeau comme le précédent. Il n'a point d'usages.

Préparation. (*Voyez* § 202, 1er procédé.)

551. *Hydro-chlorate d'arsenic.* On ne trouve jamais ce sel dans la nature. Lorsqu'il a été préparé en faisant dissoudre, à l'aide de la chaleur, l'oxide blanc dans l'acide hydro-chlorique, il est incolore, âcre, volatil, et laisse déposer, en se refroidissant, une très-grande quantité d'oxide blanc; la liqueur refroidie qui a ainsi déposé, laisse précipiter encore par l'eau beaucoup d'oxide. Suivant Bergman, cet hydro-chlorate peut être obtenu cristallisé.

De l'Acide arsénique.

552. L'acide arsénique ne se trouve jamais pur dans la nature; il y existe combiné avec quelques oxides métalliques à l'état d'arséniate. Il est solide, blanc, incristallisable, doué d'une saveur métallique, caustique, désagréable; il rougit fortement l'*infusum* de tournesol; sa pesanteur spécifique est de 3,391.

Exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, il ne se volatilise point; il fond, se vitrifie et se décompose en oxigène et en oxide blanc d'arsenic volatil. Il attire l'humidité de l'air: du reste, il n'éprouve de la part de cet agent, ni du gaz oxigène, aucune altération chimique.

Propriétés essentielles. 1°. Mis sur les charbons ardens, il se boursouffle, perd toute son humidité et devient opaque; bientôt après il est décomposé par le charbon, qui lui enlève une partie de son oxigène et le fait passer à l'état d'oxide blanc, qui se volatilise et répand une odeur alliacée.

2°. Traité par le charbon et par la potasse, il donne, comme l'oxide blanc, de l'arsenic métallique. 3°. Il se dissout très-bien dans 2 parties d'eau froide; le *solutum* rougit l'*infusum* de tournesol et le sirop de violette; il précipite en blanc les eaux de chaux, de baryte et de strontiane, qu'il transforme en arséniates insolubles. L'acide hydro-sulfurique gazeux ou dissous dans l'eau agit sur lui comme sur le *solutum* d'oxide blanc, mais beaucoup plus lentement. Il s'unit à la plupart des oxides métalliques des deux premières classes et forme des sels.

Si on distille jusqu'à siccité une partie de limaille de *fer* et 4 parties d'acide arsénique, il y a inflammation du mélange; l'acide est en partie décomposé, l'oxigène se porte sur le fer, et il se sublime de l'arsenic et de l'oxide d'arsenic; la portion d'acide non décomposé forme avec l'oxide de fer un arséniate. Le *zinc*, mis dans l'acide arsénique liquide, décompose à-la-fois une portion de l'eau et de l'acide; il en absorbe l'oxigène et se combine avec l'acide non décomposé; il se dégage dans cette expérience du gaz hydrogène arsénié, et il se dépose une poussière noire qui est de l'arsenic métallique. Si on distille un mélange de 2 parties d'acide arsénique desséché et d'une partie de limaille de zinc, il se produit une violente détonnation au moment où la chaleur est assez forte pour que le zinc absorbe l'oxigène de l'acide arsénique. L'*étain* chauffé avec cet acide s'empare de son oxigène, et l'oxide produit se combine avec l'acide non décomposé. Il est sans usages. Son action sur l'économie animale est encore plus énergique que celle du deutoxide d'arsenic.

Composition. En le supposant formé de 2 atomes d'arsenic et de cinq atomes d'oxigène, il sera composé de 100 parties d'arsenic et de 52,631 d'oxigène; ces proportions diffèrent à peine de celles qui ont été trouvées par les expériences directes de MM. Proust et Thomson.

Préparation. On fait chauffer dans une cornue de verre, à laquelle on adapte une allonge et un récipient bitubulé, un mélange d'une partie d'oxide d'arsenic bien pulvérisé, de 2 parties d'acide hydro-chlorique liquide concentré, et de 4 parties d'acide nitrique à 34°. L'oxide qui, à raison de sa force de cohésion, n'enlèverait l'oxigène à l'acide nitrique qu'avec difficulté, se dissout dans l'acide hydro-chlorique, se divise, et peut alors être transformé en acide au moyen de l'oxigène de l'acide nitrique : aussi se dégage-t-il beaucoup de gaz nitreux. Lorsque la liqueur est presqu'en consistance sirupeuse, on la retire, et on continue à l'évaporer dans une capsule de porcelaine : le produit solide que l'on obtient est l'acide arsénique.

Des Arséniates.

553. L'action du *calorique* sur les arséniates est extrêmement variée ; il y en a qui se décomposent en oxigène, en oxide blanc d'arsenic et en métal : tel est l'arséniate d'argent ; d'autres qui fournissent de l'oxide d'arsenic et un oxide métallique plus oxidé que celui qui entrait dans la composition de l'arséniate ; d'où il suit que l'oxigène de l'acide arsénique s'est porté sur cet oxide : tel est le proto-arséniate de fer ; enfin il en est qui ne se décomposent pas et qui sont plus ou moins fusibles, par exemple, les arséniates de potasse et de soude. Traités par le *charbon*, à une température élevée, les arséniates sont décomposés ; l'acide arsénique cède son oxigène au charbon qui se trouve transformé en gaz acide carbonique ou en gaz oxide de carbone. Le métal est mis à nu et se vaporise à l'état d'oxide blanc doué d'une odeur alliacée (propriété essentielle). L'oxide de l'arséniate est également décomposé dans quelques circonstances. Excepté les *arséniates de potasse, de soude* et *d'ammoniaque*, tous les autres sont insolubles dans l'eau ;

mais ils se dissolvent dans un excès d'acide, si toutefois l'on en excepte l'arséniate de bismuth.

Propriétés essentielles. 1°. Les dissolutions d'arséniate précipitent en rose les sels de cobalt; le précipité, formé d'acide arsénique et d'oxide de cobalt, se dissolvant dans un excès d'acide, n'aurait pas lieu dans une dissolution de cobalt très-acide. 2°. Les arséniates dissous ne sont pas troublés par l'acide hydro-chlorique, tandis que les composés d'oxide blanc d'arsenic et d'un alcali (arsénites) sont précipités en blanc par cet acide. 3°. Le nitrate d'argent fait naître dans les dissolutions d'arséniate un précipité rouge-brique, composé d'acide arsénique et d'oxide d'argent. 4°. Enfin les sels de cuivre en précipitent de l'arséniate de cuivre d'un blanc bleuâtre.

Composition. Dans les arséniates neutres, l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 à 2,03, et à la quantité d'acide comme 1 à 5,86.

Préparation. On obtient les arséniates insolubles par le 3e procédé (*voy.* § 202), en versant un arséniate soluble dans une dissolution saline contenant l'acide que l'on veut transformer en arséniate.

555. *Arséniate d'alumine.* Il est sous la forme d'une masse épaisse, insoluble dans l'eau; il n'existe pas dans la nature et n'a point d'usages.

556. *Arséniate d'yttria.* Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, insipide, inaltérable à l'air et sans usages.

557. *Arséniate de magnésie.* Il est sous la forme d'une masse gommeuse, incristallisable, soluble dans l'eau. On ne le trouve jamais dans la nature.

558. *Arséniate de chaux.* Il est insoluble dans l'eau; mais on peut le dissoudre dans un excès d'acide, et la dissolution fournit de petits cristaux par une évaporation lente. Il est vitrifiable et sans usages.

559. *Arséniate de baryte.* Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès d'acide, fusible en verre, sans éprouver aucune décomposition. Il n'a point d'usages.

Préparation. (*Voy.* § 202, 3e procédé.)

560. *Sur-arséniate de potasse* (sel neutre arsénical de Macquer). Il est le produit de l'art. On l'obtient cristallisé en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Chauffé dans un creuset de platine, il fond, perd une portion d'acide qui probablement se décompose, et passe à l'état de sous-arséniate. Il est très-soluble dans l'eau; le *solutum*, loin de verdir le sirop de violette, rougit l'*infusum* de tournesol. Il n'est pas décomposé par les sels à base de chaux ou de magnésie; mais il est précipité par les eaux de baryte, de strontiane et de chaux. Il est sans usages.

Préparation. On peut l'obtenir par le 1er procédé (*voy.* § 202); mais on le fait ordinairement en calcinant un mélange de parties égales de nitrate de potasse et d'oxide d'arsenic; l'acide nitrique cède son oxigène à cet oxide, le fait passer à l'état d'acide, qui se combine avec la potasse du nitrate; on dissout le produit et on l'évapore pour le faire cristalliser. Il suffit d'ajouter de la potasse à ce sel pour le changer en arséniate neutre.

561. *Sous-arséniate de potasse.* Il est incristallisable, déliquescent; il verdit le sirop de violette, et n'altère point l'*infusum* de tournesol. Chauffé jusqu'au rouge-cerise dans un creuset d'argile, il se transforme en partie en un verre blanc, cède à la silice du creuset une portion de la potasse, et passe à l'état de sur-arséniate. Les acides les plus faibles s'emparent également d'une portion de sa potasse.

562. *Arséniate neutre de soude.* On l'obtient cristallisé en prismes quadrangulaires ou hexaèdres, non déliquescens et très-solubles dans l'eau. Il a été employé à la dose d'un

huitième de grain, deux ou trois fois par jour, dans les fièvres intermittentes.

Préparation. On l'obtient directement en combinant l'acide avec la soude.

563. *Sur-arséniate de soude.* Il est incristallisable et déliquescent ; d'où il suit que la soude présente avec l'acide arsénique des phénomènes inverses à ceux qu'offre la potasse.

564. *Sous-arséniate d'ammoniaque.* Il est le produit de l'art. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, verdit le sirop de violette, et abandonne, lorsqu'on le chauffe, une portion d'ammoniaque : alors il passe à l'état de sur-arséniate. Cependant si on continue à le chauffer, il est entièrement décomposé et transformé en azote, en arsenic métallique, en eau et en acide arsénique. Il n'a point d'usages.

Préparation. On l'obtient par le 1er procédé. (*Voy.* § 202.)

565. *Sur-arséniate d'ammoniaque.* Il cristallise en aiguilles qui attirent l'humidité de l'air.

566. *Arséniate de zinc.* On ne le trouve pas dans la nature. Il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, et sans usages.

567. *Arséniate de fer.* Ce sel existe dans les mines de Mutzel, dans le comté de Cornouailles ; il cristallise en petits cubes dont les angles alternes se trouvent tronqués dans quelques échantillons; il est tantôt d'un vert foncé, tantôt d'un rouge brun : dans ce cas, le fer s'y trouve plus oxidé.

L'arséniate de *protoxide de fer* est décomposé par le feu ; l'acide arsénique cède une partie de son oxigène au fer, le suroxide ; tandis que l'oxide blanc d'arsenic se sublime, comme nous l'avons déjà dit.

568. *Arséniate d'étain.* Il est le produit de l'art, insoluble dans l'eau et sans usages.

569. *Arséniate d'arsenic.* Ce sel, formé par l'acide arsénique et par l'oxide blanc, peut être obtenu sous la forme de petits cristaux grenus, très-peu solubles dans l'eau. (Bergman.)

Du Molybdène.

570. On n'a jamais trouvé ce métal à l'état de pureté; il existe dans la nature, 1°. à l'état de sulfure, 2°. à l'état de molybdate; mais ces produits sont excessivement rares.

Suivant M. Clarke, il ressemble pour la couleur et pour le brillant au fer arsénical. Hielm, qui n'avait pu l'obtenir que sous la forme de grains agglutinés, le regardait comme étant d'un jaune pâle à la surface et verdâtre à l'intérieur; il est fixe, cassant, et pèse, suivant Bucholz, 8,600. Hielm ne porte cette pesanteur qu'à 7,400.

Il a été regardé jusqu'à présent comme infusible; mais on est parvenu, dans ces derniers temps, à le séparer du sulfure, et à le fondre à l'aide du chalumeau à gaz (Clarke). On ignore comment il agit sur l'*air* et sur le gaz *oxigène* à la température ordinaire; mais si on le chauffe jusqu'au rouge, il absorbe le gaz oxigène, et se transforme en acide molybdique blanc, volatil.

Le gaz *hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ne semblent pas exercer d'action marquée sur lui. Il existe un composé de *phosphore* et de molybdène dont les propriétés n'ont pas été décrites, et que l'on obtient en chauffant le métal avec de l'acide phosphorique et du charbon. (*Voy.* § 178.) Si l'on projette dans un creuset bien rouge un mélange de *molybdène* et de *soufre*, et que l'on chauffe fortement, on obtient un sulfure de molybdène grisâtre, plus fusible que le métal, décomposable par la chaleur, suivant M. Clarke, et susceptible d'être transformé par l'oxigène en gaz acide sulfureux et en acide molybdique volatil, pourvu que la température soit élevée. Ce sulfure se trouve en petite quan-

tité aux environs du Mont-Blanc, dans les Vosges, en Saxe, en Suède, etc. Il a la propriété de laisser sur le papier des traces d'un brun verdâtre ; il est très-brillant. Il paraît formé de 100 parties de molybdène et de 66,6 de soufre ; ou d'un atome de molybdène, qui pèse 6, et de 2 atomes de soufre (4). On l'obtient par le 1er et par le 2e procédés. (*Voy.* § 180.)

On ignore comment le molybdène se comporte avec l'*iode*. Le *chlore* liquide le dissout, suivant Bucholz et Gehlen, et il en résulte un liquide coloré en bleu, qui paraît être un hydro-chlorate d'oxide de molybdène ; d'où il suit que l'eau doit être décomposée. Il n'agit point sur l'*azote*, ni sur l'*eau*, ni sur le gaz *oxide de carbone*. On ne sait pas comment il se comporte avec les gaz *protoxide* et *deutoxide d'azote*.

Les acides *borique* et *carbonique* n'exercent sur lui aucune action. Il décompose, à l'aide de la chaleur, une portion d'acide phosphorique, s'oxide et se combine avec la portion d'acide non décomposé. L'acide *sulfurique* concentré est également décomposé par ce métal à chaud ; il se forme du gaz acide sulfureux qui se dégage, et de l'oxide de molybdène qui s'unit à l'acide non décomposé. On ne sait pas comment agissent sur lui les acides *sulfureux*, *iodique* et *chlorique*. L'acide *nitrique* étendu est décomposé par le molybdène, surtout à l'aide de la chaleur ; le métal passe en partie à l'état d'oxide bleu, et en partie à l'état d'acide molybdique. Les acides *hydro-chlorique* et *hydro-sulfurique* n'exercent aucune action sur lui ; on ignore quelle est l'action des acides *hydriodique* et *hydro-phtorique* sur lui.

Le molybdène peut s'allier avec un très-grand nombre de métaux ; mais aucun des alliages qu'il forme n'est employé.

Poids d'un atome de molybdène. L'acide molybdique est formé de 100 parties de métal et de 50 d'oxigène ; en le

supposant formé de 3 atomes d'oxigène, qui pèsent 3, et d'un atome de molybdène, le poids de celui-ci sera de 6.

Extraction. On décompose l'acide molybdique dans un creuset brasqué, comme nous l'avons dit en parlant du manganèse, § 477.

De l'Oxide de molybdène.

571. Cet oxide, le seul connu, est le produit de l'art; il est d'un brun cuivreux, difficile à fondre et susceptible d'absorber le gaz oxigène à une température élevée, et de se transformer en acide molybdique; il ne forme point de sels avec les acides. Il n'a été ni employé ni analysé; cependant il est probable qu'il est formé d'un atome de molybdène et d'un atome d'oxigène, ou de 100 de métal et de 16,6 d'oxigène. On l'obtient en chauffant dans un creuset et jusqu'au rouge blanc, un mélange de molybdate d'ammoniaque et de charbon : l'ammoniaque se dégage, et le charbon s'empare d'une grande partie de l'oxigène de l'acide molybdique.

De l'Acide molybdeux (oxide bleu).

572. Cet acide, connu sous le nom d'oxide *bleu* de molybdène, est un produit de l'art; il rougit la teinture de tournesol; il se dissout dans l'eau et forme des sels avec les bases. Il est soluble dans les acides sulfurique, hydrochlorique, etc. : ces dissolutions ont été regardées comme des sels de molybdène. Il n'a point d'usages. Il paraît formé d'un atome de molybdène et de 2 atomes d'oxigène, ou de 100 de métal et de 33,2 d'oxigène. On l'obtient en triturant dans un mortier de porcelaine un mélange d'eau, d'une partie de molybdène et de 2 parties d'acide molybdique, et en faisant bouillir pendant quelques minutes jusqu'à ce qu'il se produise une poudre bleue.

De l'Acide molybdique.

On ne trouve cet acide qu'en combinaison avec l'oxide de plomb : encore ce minéral est-il fort rare.

573. L'acide molybdique est solide, blanc, fort peu sapide, inodore ; il rougit l'*infusum* de tournesol ; sa pesanteur spécifique est de 3,46. Chauffé sans le contact de l'air, il entre en fusion et cristallise en refroidissant ; si l'opération se fait à l'air libre, il se réduit en vapeur et donne une fumée blanche. Il est peu soluble dans l'eau. Le *solutum* est décomposé par un très-grand nombre de corps simples avides d'oxigène : ainsi le zinc, l'étain, le proto-hydro-chlorate d'étain, etc., absorbent une portion de son oxigène, même à froid, et le transforment en acide molybdeux bleu qui se précipite. Il est formé de 100 parties de molybdène et de 50 parties d'oxigène, ou d'un atome de molybdène et de 3 atomes d'oxigène. D'après Bucholz, la quantité d'oxigène ne serait que de 49.

Préparation. On fait griller, à une douce chaleur, le sulfure de molybdène pulvérisé ; on l'agite souvent afin de mettre toutes ses parties en contact avec l'air ; il se forme du gaz acide sulfureux qui se dégage, et de l'acide molybdique qui reste avec un peu de sulfure non décomposé ; on fait chauffer le résidu avec une dissolution de potasse ; le molybdate obtenu est décomposé par les acides nitrique, sulfurique ou hydro-chlorique, qui s'emparent de la potasse et précipitent l'acide.

Des Molybdates.

574. Excepté le molybdate de plomb, ils sont tous le produit de l'art et n'ont aucun usage. Ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque sont solubles dans l'eau ; les autres sont insolubles ou très-peu solubles dans ce liquide.

Les premiers ont une faible saveur métallique; mis en contact avec un cylindre d'étain et un peu d'acide hydrochlorique, ils sont décomposés; l'étain s'empare d'une partie de l'oxigène de l'acide molybdique et l'oxide bleu se dépose; il se forme en même temps de l'hydro-chlorate d'étain (*propriété essentielle*). Ils sont fort peu connus.

Composition. L'acide des molybdates contient probablement trois fois autant d'oxigène que l'oxide qui entre dans leur composition. L'oxigène de cet oxide est à la quantité d'acide molybdique comme 1 est à 9,6.

Préparation. Les molybdates solubles s'obtiennent par le premier procédé; on prépare ceux qui sont insolubles par le 3e. (*Voy.* § 202.)

575. *Molybdate de magnésie.* Il est incristallisable et soluble dans l'eau; sa saveur est amère. (Heyer.)

576. *Molybdate de chaux.* Il est pulvérulent et insoluble dans l'eau.

577. *Molybdate de potasse.* Il cristallise en lames rhomboïdales luisantes, plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, douées d'une saveur styptique, et fusibles au chalumeau sans éprouver la moindre décomposition.

578. *Molybdate de soude.* On l'obtient sous la forme de cristaux transparens, très-solubles dans l'eau, inaltérables à l'air, doués d'une saveur styptique, et fusibles au chalumeau.

579. *Molybdate d'ammoniaque.* Il est sous la forme d'une masse demi-transparente, soluble dans l'eau, douée d'une saveur styptique et piquante, incristallisable et décomposable au feu: en effet, lorsqu'on la chauffe, une partie de l'ammoniaque se volatilise, et l'autre partie se décompose; l'hydrogène qui résulte de cette décomposition s'empare d'une portion de l'oxigène de l'acide, et le fait passer à l'état d'oxide bleu.

580. *Molybdate de zinc.* Il est blanc et insoluble dans l'eau.

Le *molybdate de fer* est brun et insoluble dans l'eau. (Scheele.)

Du Chrome.

581. Le chrome ne se trouve jamais dans la nature; il entre dans la composition des pierres tombées du ciel (aérolithes) et du fer natif de Sibérie, comme l'a prouvé le premier M. Laugier. L'acide chromique fait partie du rubis spinelle et du plomb rouge de Sibérie; il se trouve aussi à l'état d'oxide, combiné avec l'oxide de fer. Il a été découvert par M. Vauquelin.

Le chrome est solide, d'un blanc grisâtre, très-fragile; sa pesanteur spécifique est de 5,900, suivant Klaproth. Il ne fond qu'avec la plus grande difficulté; et lorsqu'il est fortement *chauffé*, il donne une masse poreuse, en partie granuleuse, et en partie cristalline. Il n'agit sur le gaz *oxigène* et sur l'*air* qu'autant que la température est très-élevée : alors il se transforme en oxide vert. Parmi les corps simples non métalliques, l'*iode* seul a été combiné avec le chrome. Il n'exerce point d'action sur l'*eau*, et fort peu ou point sur les acides. On n'a pas examiné les alliages qu'il peut former avec les autres métaux. Chauffé jusqu'au rouge avec de la potasse et le contact de l'air, il se transforme en acide chromique qui s'unit à l'alcali, et donne naissance à du chromate de potasse. Il est sans usages.

Poids d'un atome de chrome. L'acide chromique paraît formé de 100 parties de chrome et de 87,72 d'oxigène (Berzelius); en le supposant composé de 3 atomes d'oxigène, qui pèsent 3, et d'un atome de chrome, le poids de celui-ci sera 3,5.

Extraction. On chauffe l'oxide de chrome dans un creuset brasqué. Voyez *Manganèse*, § 477.

Des Oxides de Chrome.

582. *Protoxide.* Cet oxide se trouve fort rarement dans la nature. Il est d'un très-beau vert, infusible, inaltérable par le feu, par le gaz oxigène et par l'air. Chauffé jusqu'au rouge-brun avec du potassium ou avec de la potasse, et exposé à l'air, il en absorbe l'oxigène, et se transforme en chromate de potasse jaune-serin; il se dissout difficilement dans les acides. On l'emploie pour colorer en vert la porcelaine et le verre, et pour en extraire le chrome.

Composition. Si on le suppose formé de deux atomes de chrome et de 3 atomes d'oxigène, il sera composé de 100 parties de chrome et de 42,85 d'oxigène.

Préparation. On introduit du chromate de mercure dans une petite cornue de grès, dont le col se rend dans une allonge à l'extrémité de laquelle est attaché un petit nouet de linge qui plonge dans l'eau; on chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge; le sel se décompose, et l'on obtient de l'oxide de chrome fixe qui reste dans la cornue, du gaz oxigène qui se dégage, et du mercure qui se volatilise et se condense.

Deutoxide de chrome. Il n'existe pas dans la nature; il est brun, brillant, presque insoluble dans les alcalis, insoluble dans les acides: chauffé avec l'acide hydro-chlorique, il est transformé en protoxide, et il se dégage du chlore. *Voyez* § 479. Il n'a été ni employé ni analysé.

Préparation. On l'obtient en calcinant le nitrate de protoxide de chrome dans un creuset. L'acide nitrique se décompose, et cède assez d'oxigène au protoxide de chrome pour le faire passer à l'état de deutoxide.

Des Sels formés par le protoxide de chrome.

583. Ces sels sont à peine connus; plusieurs même n'ont jamais été obtenus; ils sont le produit de l'art, et n'ont point d'usages. Suivant Richter et Godon, leurs dissolutions sont précipitées en brun par l'*infusum* de noix de galle, en vert par l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate) et par les hydro-sulfates; le précipité formé par ce dernier réactif passe au jaune par l'addition de quelques gouttes d'acide nitrique.

De l'Acide chromique.

584. L'acide chromique se trouve dans la nature combiné avec l'oxide de plomb; il existe aussi dans le rubis *spinelle*. Il cristallise en prismes de couleur rouge *purpurine* (*caractère essentiel*), plus pesans que l'eau, doués d'une saveur âcre et styptique, et attirant l'humidité de l'air. Il se dissout très-bien dans l'eau, à laquelle il communique sa saveur, sa *couleur*, et la propriété de rougir fortement l'*infusum* de tournesol.

Propriétés essentielles. 1°. Chauffé dans des vaisseaux fermés, l'acide chromique se décompose, et donne du gaz oxigène et de l'oxide de chrome vert: cette décomposition est plus rapide si l'acide est mêlé avec quelque corps avide d'oxigène. 2°. Il est décomposé par l'acide *hydro-chlorique* à l'aide de la chaleur; il y a dégagement de chlore, formation d'eau et d'hydro-chlorate de chrome vert; d'où il suit qu'une portion d'acide hydro-chlorique est également décomposée: en effet, une partie de l'oxigène de l'acide chromique se combine avec l'hydrogène de l'acide hydrochlorique pour former de l'eau, le chlore est mis à nu, et l'oxide de chrome résultant se dissout dans l'acide hydro-

chlorique non décomposé. 3°. L'acide *sulfureux* décompose également l'acide chromique, absorbe une portion de son oxigène, et il en résulte du sulfate de chrome vert. 4°. La dissolution de *proto-hydro-chlorate d'étain* transforme aussi l'acide chromique en oxide vert qui se précipite.

Lorsqu'on verse dans de l'acide chromique de l'hydro-sulfate d'ammoniaque et un peu d'acide nitrique, l'acide chromique et l'hydro-sulfate sont décomposés, et l'on obtient un liquide vert composé de nitrate de chrome et de nitrate d'ammoniaque, et il se précipite du soufre. Il est évident que, dans cette expérience, une portion de l'acide nitrique employé s'empare de l'ammoniaque de l'hydro-sulfate, forme du nitrate d'ammoniaque, et met l'acide hydro-sulfurique à nu; l'hydrogène de celui-ci enlève une portion d'oxigène à l'acide chromique, le fait passer à l'état d'oxide de chrome vert, qui se dissout dans une portion d'acide nitrique, tandis que le soufre appartenant à l'acide hydro-sulfurique décomposé se précipite. Cet acide est sans usages.

Composition. Suivant M. Berzelius, l'acide chromique est formé de 100 parties de chrome et de 87,72 d'oxigène, ou d'un atome de chrome et de 3 atomes d'oxigène.

Préparation. On fait dissoudre le chromate de baryte récemment préparé (*voyez* pag. 537) dans de l'acide nitrique faible, et on y verse peu à peu de l'acide sulfurique étendu d'eau; il se forme un précipité de sulfate de baryte; on filtre, et on fait évaporer doucement la liqueur jusqu'à siccité; l'eau et l'acide nitrique se volatilisent, tandis que l'acide chromique reste, pourvu qu'on ne chauffe pas assez pour le décomposer. On doit garder une portion de chromate de baryte pour s'en servir dans le cas où l'on aurait employé trop d'acide sulfurique, ce que l'on reconnaîtra au moyen d'un sel soluble de baryte, qui formera

dans l'acide chromique un précipité blanc de sulfate de baryte, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique.

Des Chromates.

585. Tous les chromates, excepté celui de plomb, sont le produit de l'art. Ils sont tous colorés en jaune ou en rouge. La plupart de ceux de la première et des quatre dernières classes sont décomposés par le feu; l'acide chromique se trouve transformé en oxigène et en oxide de chrome vert (*caractère essentiel*). Ceux de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de strontiane, de magnésie, de nickel et de cobalt, sont solubles dans l'eau: les autres sont insolubles.

Propriétés essentielles. 1°. Les chromates dissous précipitent en *jaune serin* les sels solubles de plomb, en *rouge orangé* les sels de protoxide de mercure, et en pourpre les sels d'argent: ces divers précipités sont formés par l'acide chromique et par l'oxide de plomb, de mercure ou d'argent. 2°. Chauffés avec l'acide hydro-chlorique, les chromates sont décomposés, et l'on obtient de l'hydro-chlorate d'oxide de chrome vert, et de l'hydro-chlorate de l'oxide qui constitue le chromate; il se dégage du chlore, et il se forme de l'eau; phénomènes faciles à expliquer, en se rappelant ce que nous avons dit en parlant de l'action de l'acide hydro-chlorique sur l'acide chromique. (*Voy.* pag. 534.)

Préparation. Tous les chromates insolubles s'obtiennent par le 3e procédé. (*Voyez* § 202.)

586. *Chromate de silice.* Il est pulvérulent, rouge, insoluble dans l'eau, et n'éprouve aucune altération au feu de porcelaine.

587. *Chromate de chaux.* On peut l'obtenir sous la forme de cristaux jaunes, solubles dans l'eau; il en est de même du *chromate de strontiane.*

Préparation. On les obtient en décomposant le chromate de plomb par les eaux de chaux et de strontiane à l'aide de la chaleur : on filtre la liqueur et le protoxide de plomb reste sur le filtre.

588. Le *chromate de baryte* est très-peu soluble dans l'eau ; il communique à la porcelaine une couleur verte jaunâtre.

Préparation. On l'obtient par le 3e procédé, § 202, en versant du chromate de potasse dans une dissolution d'hydro-chlorate de baryte.

589. *Chromate de potasse.* Il cristallise en prismes rhomboïdaux jaunes, très-solubles dans l'eau, que l'on emploie pour préparer tous les chromates insolubles.

Préparation. On obtient ce sel avec la mine de chrome du département du Var, qui est principalement composée d'oxide de chrome, d'oxide de fer, d'alumine et de magnésie. On fait rougir dans un creuset, pendant une demi-heure, un mélange de parties égales de cette mine et de nitrate de potasse ; l'acide nitrique est décomposé ; son oxigène se porte sur les oxides de chrome et de fer, qu'il transforme en acide chromique et en peroxide de fer ; il se dégage du gaz nitreux (deutoxide d'azote), en sorte que l'on obtient une masse jaune, poreuse, formée de chromate de potasse, de silice, d'alumine, de peroxide de fer et de magnésie ; on casse le creuset pour mieux en retirer la matière, et on la fait bouillir, pendant un quart d'heure, dans dix ou douze fois son poids d'eau, qui dissout le chromate de potasse et une portion de silice et d'alumine ; ces deux substances sont tenues en dissolution à la faveur de l'excès de potasse ; on traite de nouveau le résidu par l'eau pour lui enlever tout ce qui est soluble ; on filtre et on fait évaporer la liqueur ; la silice et l'alumine se déposent à mesure que la concentration a lieu ; on laisse reposer pour la filtrer de nouveau et la faire cristalliser :

c'est par le moyen d'une seconde cristallisation que l'on parvient à débarrasser le *chromate de potasse* de toute la silice et de l'alumine.

590. Le *chromate de soude* peut aussi cristalliser. Il est également jaune et très-soluble dans l'eau.

Préparation. On l'obtient comme le précédent, excepté que l'on substitue le nitrate de soude au nitrate de potasse.

591. *Chromate d'ammoniaque.* Il est à peine connu. On l'obtient en laissant, pendant quelque temps, du sous-carbonate d'ammoniaque en contact avec le chromate de plomb. Il se produit du carbonate de plomb insoluble et du chromate d'ammoniaque soluble.

592. *Chromate de zinc.* Il est rouge orangé, et insoluble dans l'eau.

593. *Chromate de fer.* On trouve abondamment, dans le département du Var, un produit connu sous le nom de *chromate de fer,* que plusieurs chimistes regardent comme formé principalement d'oxide de chrome et d'oxide de fer. Quoi qu'il en soit, il fond aisément au moyen du chalumeau à gaz, et donne un globule noir, sans éclat métallique, et fortement magnétique.

Chromate de plomb. Il est d'un très-beau jaune serin, tandis que le *sous-chromate* est d'un jaune orangé; il est insoluble dans l'eau. On l'obtient en versant du chromate de potasse dans de l'acétate de plomb; le sous-chromate se prépare avec le même sel de plomb et le sous-chromate de potasse. Il est employé dans la peinture sur toile et sur porcelaine, pour faire des fonds jaunes, etc.

Du Tungstène (schéelium, schéelin).

594. On ne trouve le tungstène que dans deux minerais connus sous les noms de *tungstate de chaux* et de *tungstate de fer:* ce dernier est plus commun que le premier. Le

tungstène est solide, d'un blanc grisâtre comme le fer, très-brillant, très-dur, inattaquable par la lime, et fragile; sa pesanteur spécifique est, suivant M. d'Elhuyart, de 17,6.

Il ne paraît pas avoir été fondu, même à la température de 170° du pyromètre de Wedgwood; on peut pourtant, lorsqu'il a été ainsi chauffé, l'obtenir par le refroidissement en petits cristaux d'une forme indéterminée (Vauquelin). Il n'agit sur le gaz *oxigène* et sur l'*air* qu'à une température élevée : alors il brunit et s'oxide. L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* ne paraissent exercer aucune action sur lui. On peut le combiner avec le *phosphore*, en le chauffant avec de l'acide phosphorique et du charbon. (*Voyez* § 178). Chauffé et mis en contact avec le *chlore* gazeux, le tungstène rougit, absorbe et solidifie le gaz, et passe à l'état de *chlorure*. L'*eau* est sans action sur lui; il en est de même des *oxides de carbone* et d'*azote*. On ne sait pas comment les *acides* se comportent avec ce métal, dont la rareté a empêché d'étudier les propriétés. Il est sans usages.

Poids d'un atome de tungstène. L'acide tungstique est formé de 100 parties de métal et de 25 d'oxigène; en le supposant composé de 3 atomes d'oxigène, qui pèsent 3, et d'un atome de tungstène, le poids de celui-ci sera 12.

Extraction. On décompose l'acide tungstique par le charbon, comme nous l'avons dit en parlant de l'extraction du manganèse. *Voy.* § 477.

De l'Oxide brun de tungstène.

595. On ne le trouve pas dans la nature; il est d'un brun puce : chauffé avec le contact de l'air, il en absorbe l'oxigène, brûle comme de l'amadou, et passe à l'état d'acide tungstique. On l'obtient en faisant passer à travers l'acide tungstique, chauffé jusqu'au rouge, un courant de gaz hydrogène qui s'empare d'une partie de l'oxigène de l'acide.

Il paraît formé d'un atome de métal et de 2 atomes d'oxigène, ou de 100 parties de tungstène et de 16,6 d'oxigène. Il n'a point d'usages.

De l'Acide tungstique (oxide jaune de tungstène).

596. Cet acide, que plusieurs chimistes regardent comme un simple oxide, ne se trouve dans la nature que combiné avec la chaux ou avec l'oxide de fer. Il est solide, jaune, inodore, insipide et insoluble dans l'eau; il ne rougit pas l'*infusum* de tournesol; le *calorique*, le gaz oxigène et l'*air* ne lui font éprouver aucune altération. Mis en contact avec de l'acide *hydro chlorique* et de l'*hydro-chlorate* de *protoxide* d'étain dissous dans l'eau, il devient d'un très-beau *bleu*; on croit qu'il perd, dans ce cas, une portion d'oxigène qui se combine avec le protoxide d'étain.

Propriété essentielle. Il s'unit aux dissolutions de potasse, de soude, d'ammoniaque, et forme des sels solubles. Il n'a point d'usages.

Composition. Il est composé de 100 parties de métal et de 25 parties d'oxigène, ou d'un atome de tungstène (dont le poids est 12) et de 3 atomes d'oxigène.

Préparation. On fait chauffer, pendant deux heures, une partie de wolfram pulvérisé et séparé de sa gangue (mine composée principalement d'acide tungstique, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse), avec cinq ou six fois son poids d'acide hydro-chlorique liquide, qui dissout les oxides de fer et de manganèse, et laisse l'acide tungstique sous la forme d'une poudre jaune; mais il est mêlé avec un peu de gangue et avec du wolfram non décomposé; on le lave, et on le fait dissoudre à froid dans l'ammoniaque; on filtre, et on évapore le tungstate qui a été produit; lorsqu'il est sec, on le chauffe dans un creuset pour en volatiliser l'ammoniaque, et l'acide reste pur.

Des Tungstates.

597. Les tungstates sont tous le produit de l'art, excepté ceux de chaux et de fer : aucun n'est employé. Ceux des deux premières classes sont incolores ; les autres sont diversement colorés. Ils sont, pour la plupart, indécomposables par le feu : il n'y a guère que ceux dont les oxides se réduisent par la chaleur qui se décomposent. Presque tous sont insolubles dans l'eau.

Propriétés essentielles. 1°. Ceux qui se dissolvent dans ce liquide sont précipités à froid par les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, etc. ; le précipité est blanc, et composé de beaucoup d'acide tungstique, d'une portion de l'oxide du tungstate et d'un peu de l'acide précipitant. 2°. Si, au lieu d'agir à froid, on fait chauffer le mélange, on n'obtient que de l'acide tungstique jaune.

Composition. L'acide des tungstates contient probablement quatre fois autant d'oxigène que l'oxide qu'il sature. L'oxigène de cet oxide est à la quantité d'acide du sel comme 1 à 19,1.

Préparation. On les obtient directement en faisant bouillir l'acide et la base avec de l'eau.

598. *Tungstate d'alumine.* Il est pulvérulent et insoluble dans l'eau.

599. *Tungstate de magnésie.* Il cristallise en paillettes brillantes, solubles dans l'eau, inaltérables à l'air et douées d'une saveur métallique ; les acides versés dans la dissolution de ce sel y font naître un précipité blanc qui est un sel double.

600. *Tungstate de chaux.* Ce sel se trouve en Suède, en Saxe, en Bohême ; il est presque toujours cristallisé en octaèdres translucides, d'un blanc jaunâtre, très-durs : sa pesanteur spécifique est de 6,066.

601. *Tungstate de baryte.* Il est pulvérulent et insoluble dans l'eau.

602. *Tungstate de potasse.* Il a une saveur styptique, métallique et caustique; il cristallise difficilement, attire l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau. Il fond à une température peu élevée.

603. *Tungstate de soude.* Il cristallise en lames hexaèdres, allongées, solubles dans 2 parties d'eau bouillante et dans 4 parties d'eau froide, douées d'une saveur âcre et caustique.

604. *Tungstate d'ammoniaque.* Il cristallise en petites écailles semblables à celles de l'acide borique, ou en aiguilles prismatiques tétraèdres, douées d'une saveur styptique, inaltérables à l'air, solubles dans l'eau, décomposables par le feu en ammoniaque qui se dégage, et en acide tungstique jaune qui reste dans le creuset.

605. *Tungstate de zinc.* Il est blanc et insoluble dans l'eau.

606. *Tungstate de fer* (wolfram). On le trouve dans le département de la Haute-Vienne, dans les mines d'étain de la Bohême, de la Saxe, de Poldice en Cornouailles; il contient toujours de l'oxide de manganèse et un peu de silice. Il est noir, lamelleux et opaque; il peut être fondu, au moyen du chalumeau à gaz, en un culot métallique dont la surface offre un très-bel éclat. On l'emploie pour préparer l'acide tungstique.

Du Columbium (tantale).

607. Le columbium est excessivement rare; on ne le trouve qu'à l'état d'acide, combiné tantôt avec les oxides de fer et de manganèse, tantôt avec l'yttria.

Il est très-difficile à obtenir, et par conséquent il a été fort peu étudié; il est d'un gris foncé et d'un éclat sem-

blable à celui du fer lorsqu'il a été frotté sur une meule; sa pesanteur spécifique est de 5,61. D'après M. Wollaston, il est fragile et assez dur pour rayer le verre. Chauffé jusqu'au rouge avec le contact de l'air, il brûle sans flamme et ne tarde pas à s'éteindre; le produit, d'un blanc grisâtre, n'est pas entièrement composé d'acide columbique. On ignore quelle est son action sur les corps *simples* non métalliques. Il n'agit point sur l'*eau*. L'action des *acides* sur ce métal est également inconnue. Lorsqu'on projette dans un creuset rouge de feu un mélange de columbium et de *nitrate* de *potasse*, il y a une faible détonnation; l'acide nitrique se décompose et transforme le columbium en acide, en sorte que la masse, d'un blanc de neige, qui est le résultat de cette opération, est composée de potasse et d'acide columbique. Il n'a point d'usages.

Extraction. On décompose l'acide columbique dans un creuset brasqué, comme nous l'avons déjà dit pour le manganèse. (*Voy*. § 477.)

De l'Acide columbique.

608. Cet acide ne se trouve jamais pur dans la nature; il y existe combiné avec quelques oxides. Il est regardé par quelques chimistes comme un oxide; il est blanc lorsqu'il contient le huitième de son poids d'eau; il est pulvérulent, sans saveur, sans odeur, beaucoup plus pesant que l'eau; il rougit faiblement l'*infusum* de tournesol. Le *calorique*, le gaz *oxigène* et l'*air* ne lui font éprouver aucune altération. Il est insoluble dans les acides nitrique et sulfurique; l'acide hydro-chlorique ne le dissout que très-imparfaitement, tandis qu'il se dissout à merveille dans les acides *oxalique*, tartarique et *citrique*, à moins qu'il n'ait été calciné et privé d'eau.

Fondu avec la potasse, il forme un *columbate* cristallisable en écailles luisantes, semblables à l'acide borique, inaltérables à l'air, douées d'une saveur âcre, désagréable, peu solubles dans l'eau. L'acide hydro-chlorique, versé dans la dissolution de ce columbate, la décompose, s'empare de la potasse et précipite l'acide columbique; l'*infusum* de noix de galle y fait naître un précipité orangé. L'acide columbique n'a point d'usages.

On l'obtient en décomposant, à l'aide de l'acide hydrochlorique, le columbate de potasse, préparé en calcinant le nitrate de potasse avec le columbium. (*Voy.* pag. 543.)

Métaux non susceptibles de devenir acides en se combinant avec l'oxigène.

Ces métaux sont : l'antimoine, le tellure, l'urane, le cérium, le cobalt, le titane, le bismuth, le cuivre et le plomb.

De l'Antimoine (régule d'antimoine).

L'antimoine se trouve, 1°. à l'état natif au Hartz, près de Grenoble, et à Sahlberg en Suède; 2°. combiné avec l'oxigène; 3°. uni au soufre; 4°. enfin, combiné à-la-fois avec l'oxigène et avec le soufre.

609. L'antimoine est un métal solide, d'une couleur blanche bleuâtre, brillante, semblable à celle de l'argent ou de l'étain, qui ne se ternit que très-peu à l'air; sa texture est lamelleuse, sa dureté assez grande; il est très-cassant et facile à pulvériser; frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible : sa pesanteur spécifique est de 6,7021.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il entre en fusion un peu au-dessous de la chaleur rouge, et si on le laisse refroidir lentement, il forme un culot dont la surface offre

une cristallisation que l'on a comparée aux feuilles de fougère; il n'est point volatil, du moins d'une manière sensible. A la température ordinaire, il n'agit point sur le gaz *oxigène* ni sur l'*air* atmosphérique parfaitement secs; il paraît, au contraire, absorber une très-petite quantité d'oxigène si ces gaz sont humides; mais si on élève la température, il passe à l'état de deutoxide blanc, connu autrefois sous le nom de *fleurs d'antimoine*, et il y a dégagement de calorique et de lumière, comme on peut s'en assurer en faisant fondre 8 à 10 grammes de ce métal dans un creuset, et en le versant d'une certaine hauteur sur une table ou sur le carreau; il se divise alors en une multitude de petits globules rouges enflammés, qui se transforment en oxide que l'on voit se volatiliser dans l'air sous la forme d'une fumée blanche.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* n'exercent point d'action sur l'antimoine. Le *phosphore* peut, à l'aide de la chaleur, se combiner directement avec lui, et donner un phosphure blanc, brillant, cassant, susceptible de se transformer en acide phosphorique et en oxide d'antimoine lorsqu'on le chauffe à l'air ou avec le gaz oxigène. Le *soufre* jouit aussi de la propriété de s'unir avec l'antimoine à l'aide de la chaleur, et de former un sulfure dont l'histoire nous paraît assez importante pour lui consacrer un article. L'antimoine se combine avec l'*iode*, et présente les mêmes phénomènes que l'étain. (*Voyez* pag. 493.)

Lorsqu'on projette de la poudre de ce métal dans du *chlore* gazeux, celui-ci est absorbé et solidifié; il se produit du chlorure d'antimoine incolore, fumant (beurre d'antimoine, muriate d'antimoine), et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce chlorure est ordinairement sous la forme d'une masse épaisse, graisseuse, incolore, qui jaunit à l'air; il est demi-transparent, une causticité extrême, susceptible de cristalliser en

prismes tétraèdres lorsqu'on le fait fondre et qu'on le laisse refroidir lentement, fusible au-dessous de 100° thermomètre centigrade, volatil et attirant l'humidité de l'air : il se décompose lorsqu'on le met en contact avec de l'eau, et fournit de l'oxide d'antimoine et de l'acide hydro-chlorique, qui se combinent pour former un sous-hydro-chlorate insoluble dans l'eau (poudre d'Algaroth); cette poudre se dépose sous la forme de petites paillettes brillantes, et peut être dissoute dans l'acide hydro-chlorique. Le beurre d'antimoine est employé en médecine comme caustique; on s'en sert contre la morsure des animaux venimeux. *Composition.* En supposant le chlorure d'antimoine composé d'un atome de chlore, qui pèse 4,5, et d'un atome d'antimoine, dont le poids est de 5,625, on le trouve formé de 100 parties d'antimoine et de 80 parties de chlore, tandis que, d'après les expériences directes de M. Davy, il contiendrait 82,22 de chlore. *Préparation.* On a préparé jusqu'à présent ce produit en faisant chauffer dans un appareil desséché et semblable au précédent, un mélange intime de parties égales d'antimoine métallique et de deuto-chlorure de mercure. Le procédé suivant, décrit par M. Robiquet, paraît mériter la préférence. On prend une partie d'acide nitrique, 4 parties d'acide hydro-chlorique et une partie d'antimoine métallique, et l'on obtient un *solutum* d'hydro-chlorate de protoxide d'antimoine. (Voyez *Action de l'eau régalé sur l'or.*) On fait évaporer cette dissolution en vaisseaux clos pour chasser l'excès d'acide; lorsque l'hydro-chlorate est sec et transformé en chlorure (voyez *Hydro-chlorates*, § 229), on continue l'action de la chaleur, mais on change de récipient : par ce moyen, on volatilise le proto-chlorure, qui est très-beau, et qui n'a pas besoin d'être sublimé de nouveau, comme cela a lieu lorsqu'on suit le procédé ancien, qui est d'ailleurs beaucoup plus

dispendieux. Si la dissolution de l'antimoine dans l'acide a été faite avec lenteur, et qu'au lieu d'obtenir un hydro-chlorate de protoxide on ait un hydro-chlorate de deutoxide incapable de produire le proto-chlorure volatil, on doit ajouter à la dissolution concentrée de l'antimoine très-divisé, qui la ramène à l'état d'hydro-chlorate de protoxide; mais cette addition doit se faire *avec beaucoup de précaution*; car la température s'élève considérablement, et le vase peut être brisé. Si la dissolution de l'antimoine dans l'acide a été faite avec rapidité, parce qu'on a employé une trop grande quantité d'acide nitrique, ou par toute autre cause, et que l'on ait obtenu un mélange de deuto-chlorure et de deutoxide d'antimoine, il faudra ajouter un peu d'acide hydro-chlorique avant d'évaporer la dissolution, et l'agiter pendant quelque temps avec de l'antimoine très-divisé.

L'*azote* est sans action sur l'antimoine. Il en est de même de l'*eau* et du gaz *oxide de carbone*; on ne sait pas si les gaz *protoxide* et *deutoxide d'azote* sont décomposés par ce métal.

Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* ne sont pas attaqués par l'antimoine. L'acide *sulfurique* concentré n'agit point sur lui à la température ordinaire; mais il est en partie décomposé à l'aide de la chaleur, cède une portion de son oxigène au métal, et se transforme en gaz acide sulfureux et en soufre : le protoxide formé se combine avec l'acide non décomposé, et donne naissance à du sulfate d'antimoine. On ne connaît pas l'action de l'antimoine sur les acides *iodique* et *chlorique*. L'acide *nitrique* concentré est promptement décomposé par lui; il se dégage du gaz nitreux, et il se forme du deutoxide d'antimoine blanc et du nitrate d'ammoniaque, phénomènes semblables à ceux que produisent l'étain et le fer, et dont la théorie a été exposée en détail (§ 508). L'acide *nitrique* affaibli l'oxide au premier degré et le dissout.

L'acide *hydro-chlorique* liquide n'exerce d'abord aucune action sur l'antimoine; mais au bout d'un certain temps, il le dissout, et l'on peut, en évaporant la liqueur, en obtenir des cristaux aiguillés d'hydro-chlorate d'antimoine : il est évident que, dans cette expérience, l'eau est décomposée pour oxider le métal. On ignore quelle est son action sur l'acide *hydriodique ;* il n'en exerce aucune sur l'acide *hydro-phtorique*. Suivant Schéele, l'acide *arsénique* oxide l'antimoine, se combine avec lui, et donne naissance à une poudre blanche insoluble.

Parmi les métaux précédemment étudiés, il n'y a que le *potassium* et le *sodium* qui forment avec l'antimoine des alliages ayant quelques propriétés particulières; il y a pendant leur formation dégagement de calorique et de lumière.

Lorsqu'on projette dans un creuset chauffé jusqu'au rouge parties égales d'antimoine et de *nitrate de potasse* pulvérisés, on obtient l'*antimoine diaphorétique non lavé*, qui est composé de peroxide d'antimoine (acide antimonique de quelques chimistes) et de potasse. Dans cette expérience, l'acide nitrique est décomposé; son oxigène se porte sur l'antimoine, et l'oxide formé s'unit à la potasse; il y a dégagement de beaucoup de calorique et de lumière. Lorsqu'on traite le produit par l'eau, celle-ci dissout l'excès de potasse et un peu de deutoxide d'antimoine, et le résidu constitue l'*antimoine diaphorétique lavé* ou l'*antimoniate de potasse*, composé de 20 parties de potasse et de 80 parties de peroxide d'antimoine. Si on verse dans la dissolution aqueuse de potasse et de peroxide d'antimoine (eau de lavage) de l'acide nitrique, celui-ci s'empare de la potasse, et le peroxide d'antimoine blanc se précipite : on connaissait autrefois ce précipité sous le nom de *matière perlée de Kerkringius*. On a employé en médecine l'antimoine diaphorétique lavé et non lavé, comme fondans et

apéritifs dans les maladies cutanées : ce dernier est plus actif que l'autre; on le prescrit à la dose de 24 ou 36 grains dans une potion de 5 à 6 onces, que l'on fait prendre par cuillerées; il constitue *la poudre de la Chevaleraies.* Ces préparations sont fort peu usitées aujourd'hui. L'antimoine diaphorétique non lavé entre dans la composition des *tablettes antimoniales de Daquin*, de la *poudre cornachine, du remède de Rotrou*, etc.

Usages de l'antimoine. Il sert à préparer l'alliage des caractères d'imprimerie, et plusieurs préparations antimoniales. Les médecins n'emploient jamais l'antimoine pur. Il constituait autrefois les *pilules perpétuelles*, le *vomitif perpétuel*, espèce de petites balles que l'on rendait telles qu'on les avait prises. On construisait aussi avec l'antimoine des tasses dans lesquelles on mettait du vin blanc, dont l'acide ne tardait pas à dissoudre le métal oxidé par l'air : ce liquide était alors émétique et purgatif, mais d'une manière variable, suivant la quantité d'acide contenu dans le vin. L'antimoine métallique sert à la préparation du *décoctum antivenereum laxans* de la pharmacopée de Paris; mais, dans cette décoction, il se trouve oxidé et dissous par la potasse.

Poids d'un atome d'antimoine. Si le sulfure d'antimoine est composé de 100 parties d'antimoine et de 35,572 de soufre, et qu'on le suppose formé d'un atome de soufre, qui pèse 2, et d'un atome de métal, le poids de ce dernier sera 5,625.

Extraction. On fond dans des creusets le sulfure d'antimoine concassé, pour le séparer de sa gangue; on le fait refroidir, et il ne tarde pas à cristalliser. On le grille dans un fourneau à réverbère, en l'agitant de temps en temps; il absorbe l'oxigène de l'air, et se transforme en oxide d'antimoine sulfuré terne, d'un gris blanchâtre, et en gaz acide sulfureux; on chauffe cet oxide préalablement mêlé avec

la moitié de son poids de nitrate de potasse, et avec les trois quarts de tartre (sur-tartrate de potasse), et il en résulte de l'antimoine métallique que l'on trouve au fond des creusets, et qui se prend en culot par le refroidissement, un composé de sulfure ou de sulfate de potasse et d'oxide d'antimoine qui surnage le métal; enfin plusieurs produits volatils.

Théorie. L'acide tartarique du tartre se décompose par le feu comme toutes les substances végétales; l'hydrogène et le carbone qui entrent dans sa composition se combinent avec l'oxigène de l'oxide, et mettent le métal à nu, tandis que la potasse s'unit au soufre et à une portion d'oxide non décomposé : il est évident que l'acide nitrique du nitrate se décompose également pour oxider l'antimoine et le soufre.

Des Oxides d'antimoine.

Suivant M. Thomson, on connaît trois oxides d'antimoine.

610. Le *protoxide d'antimoine* existe dans la nature; il entre dans la composition de la poudre d'Algaroth, du sulfate d'antimoine, du tartrate antimonié de potasse (tartre émétique), du kermès, du verre, des foies, des safrans et des rubines d'antimoine. Il est d'un blanc grisâtre; il est fusible à une chaleur rouge obscure, et prend par le refroidissement l'aspect d'une masse jaunâtre, opaque, nacrée, pesante, fragile et rayonnée; il est volatil; il est décomposé par le soufre et par le carbone; traité par l'acide nitrique, il le décompose et passe à l'état de deutoxide : il a plus d'affinité pour les acides que le deutoxide. Il est formé, suivant M. Proust de 100 parties de métal et de 17,775 d'oxigène.

On l'obtient en traitant le sous-hydro-chlorate d'antimoine (poudre d'Algaroth, *voy.* pag. 554) par l'ammoniaque, qui

s'empare de tout l'acide hydro-chlorique, et met à nu le protoxide, qu'il suffit de laver et de faire sécher pour l'avoir pur.

611. *Deutoxide d'antimoine* (acide antimonieux). Cet oxide se trouve à Tornavaca en Galice, au canton de la Croix, dans le royaume de Valence, où il est combiné avec de l'oxide rouge de fer, du cinnabre et du carbonate de cuivre. Il constitue les *fleurs d'antimoine*. Il est blanc, infusible au même degré de chaleur qui fond le précédent, et plus volatil que lui; il rougit l'*infusum* de tournesol, suivant M. Berzelius; il est sans action sur le gaz *oxigène* et sur l'*air*; il est décomposé par le charbon et par le soufre, et il a peu de tendance à s'unir avec les acides. Il se combine avec les bases, et forme des composés analogues aux sels, qui portent le nom d'*antimonites*. On l'a employé en médecine comme émétique, mais on ne s'en sert guère aujourd'hui.

Il est formé, d'après M. Thomson, de 100 parties de métal et de 23,7 d'oxigène.

Préparation. On transforme l'antimoine en deutoxide en le chauffant avec le contact de l'air : pour cela on introduit de l'antimoine dans un creuset long, que l'on recouvre d'un autre creuset à-peu-près de même capacité, et que l'on assujettit au moyen d'un lut argileux, en laissant pourtant une ouverture qui donne accès à l'air; on place dans un fourneau à réverbère celui qui renferme l'antimoine, et on le dispose de manière qu'il fasse un angle de 45° avec le sol, et que l'extrémité par laquelle il communique avec l'autre soit hors du fourneau d'environ un pouce; le fond du creuset supérieur doit être percé d'un petit trou; on fait fondre l'antimoine; l'oxide se forme, se réduit en vapeurs et se condense dans le creuset supérieur, que l'on peut faire communiquer encore avec un autre creuset qui se trouvera plus éloigné du foyer, et qui, par conséquent, favorisera la con-

densation. On peut encore obtenir ce deutoxide comme celui d'étain, en traitant l'antimoine par l'acide nitrique.

612. *Peroxide d'antimoine* (acide antimonique). Il a une couleur jaune; il se réduit, à une chaleur rouge, en oxigène et en acide antimonieux (fleurs d'antimoine); il rougit l'*infusum* de tournesol; il n'a point la propriété de neutraliser les acides; il s'unit à presque toutes les bases salifiables, et forme des composés analogues aux sels qui portent le nom d'*antimoniates*. L'antimoniate de potasse est soluble dans l'eau; le *solutum* précipite les sels de chaux, de baryte, de zinc, de fer, de manganèse, de cobalt, de cuivre, de plomb, etc.; il est précipité par le gaz acide carbonique et par l'acide acétique; le précipité blanc formé par l'acide antimonique contient de l'eau.

M. Berzelius admet quatre oxides d'antimoine: le premier résulte de l'action de la pile voltaïque sur l'eau et sur l'antimoine, ou de l'action de l'air humide sur ce métal; le second correspond à celui que nous avons appelé *protoxide;* les fleurs d'antimoine constituent le troisième, que M. Berzelius nomme acide *antimonieux;* enfin, le quatrième, appelé par ce chimiste acide *antimonique*, résulte de l'action du nitrate de potasse sur l'antimoine.

Des Sels formés par le protoxide d'antimoine.

Les sels solubles formés par le protoxide d'antimoine sont précipités en blanc par l'eau, à moins qu'ils ne soient à double base: le précipité est un sous-sel. Les hydro-sulfates solubles et l'acide hydro-sulfurique y font naître un précipité jaune orangé, plus ou moins foncé, suivant la quantité de réactif employé: ce précipité est du sous-hydro-sulfate d'antimoine. L'infusion de noix de galle les trouble sur-le-champ et y occasionne un dépôt d'un blanc jaunâtre, composé de protoxide d'antimoine et de matière végétale.

La potasse et la soude en séparent l'oxide blanc, et le redissolvent lorsqu'elles sont employées en excès. Le fer et le zinc, doués d'une plus grande affinité pour l'oxigène et pour l'acide que l'antimoine, en précipitent le métal sous la forme d'une poudre noire.

613. *Phosphate acide d'antimoine.* Il est soluble dans l'eau, incristallisable; évaporé, il fournit une masse d'un vert noirâtre, vitrifiable à une haute température. La poudre de James, d'après M. Pearson, est un phosphate double de *chaux* et d'*antimoine;* cependant M. Pully n'adopte pas cette opinion, et regarde cette poudre comme formée, 1°. de phosphate de chaux; 2°. de sulfate de potasse; 3°. de potasse tenant du protoxide d'antimoine en dissolution; 4°. enfin, de deutoxide d'antimoine. On sait qu'elle est puissamment émétique.

614. *Sulfate acide d'antimoine.* Il est sous la forme d'une masse blanche, molle, qui, étant traitée par l'eau, se transforme en sous-sulfate blanc, insoluble, pulvérulent, et en sur-sulfate soluble.

Préparation. On l'obtient par le 3e ou par le 4e procédé. (*Voyez* § 202.)

615. *Sulfite d'antimoine.* Il est pulvérulent, peu soluble dans l'eau, doué d'une saveur âcre et astringente; chauffé il se fond, se volatilise et se décompose.

616. *Nitrate d'antimoine.* Il est peu connu; on sait qu'il est soluble dans l'eau; ce *solutum*, exposé à l'air, se trouble et laisse déposer du deutoxide; lorsqu'on le traite par une grande quantité d'eau, on en précipite l'oxide blanc; cet oxide, desséché dans une capsule, s'enflamme comme de l'amadou si on continue à le chauffer (Berzelius).

Préparation. On l'obtient comme le nitrate de protoxide d'étain. (*Voyez* § 534.)

617. *Hydro-chlorate d'antimoine.* Ce sel peut cristalliser en aiguilles blanches; mais le plus souvent on l'ob-

tient à l'état liquide par le premier procédé. (*Voy.* § 202.) Il est acide, incolore, et doué d'une saveur caustique; l'eau le décompose et le précipite en blanc; le précipité est un sous-hydro-chlorate d'antimoine (poudre d'Algaroth), et il reste dans la liqueur du sur-hydro-chlorate. Lorsqu'on le chauffe, il se dessèche, se décompose et se transforme en *chlorure d'antimoine* (*beurre d'antimoine*).

La poudre d'Algaroth était en usage autrefois; on l'administrait comme émétique, et on la connaissait sous les noms de *mercure de vie, mercure de mort*, etc. Elle est généralement abandonnée aujourd'hui.

618. *Sous-hydro-sulfate d'antimoine* (kermès minéral). Le kermès est solide, d'un rouge brun, d'autant plus foncé, toutes choses égales d'ailleurs, qu'il a été mieux préservé du contact de la lumière; il est léger et velouté.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se transforme en eau, en gaz acide sulfureux et en oxide d'antimoine sulfuré : en effet, l'hydrogène et une partie du soufre de l'acide hydro-sulfurique se combinent dans cette expérience avec une portion de l'oxigène de l'oxide d'antimoine pour former de l'eau et de l'acide sulfureux (Robiquet).

Propriété essentielle. Mêlé avec son volume de charbon et chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, le kermès se décompose également, et donne de l'*antimoine* métallique, de l'eau, du gaz acide carbonique et du gaz acide sulfureux.

Exposé à l'air, il se décolore et se décompose; l'oxigène de l'atmosphère s'unit avec l'hydrogène pour former de l'eau; d'où il suit que le soufre doit se trouver prédominant. Il est insoluble dans l'eau, mais il peut se dissoudre dans quelques hydro-sulfates sulfurés; ceux de potasse et de soude le dissolvent bien à chaud et très-peu à froid; ceux de baryte, de strontiane et de chaux le dissolvent à toutes les températures.

619. Si on met dans un petit flacon à l'émeri une certaine quantité de kermès, et qu'on remplisse le flacon d'acide hydro-chlorique étendu du tiers de son volume d'eau, on remarque que ces deux corps réagissent l'un sur l'autre, qu'une portion de kermès se dissout, que le mélange acquiert une couleur jaunâtre, et qu'il se dégage un peu de gaz acide hydro-sulfurique. Si on bouche le flacon et qu'on le comprime afin d'empêcher ce dégagement, on obtient un liquide d'un blanc jaunâtre, formé d'hydro-chlorate très-acide d'antimoine, et d'une petite quantité d'acide hydro-sulfurique. Il est évident que l'acide hydro-chlorique décompose le kermès, s'empare de l'oxide d'antimoine, avec lequel il forme un hydro-chlorate acide; tandis que l'hydrogène et le soufre s'unissent pour donner naissance à du gaz acide hydro-sulfurique qui reste dans la dissolution. Cet acide ne précipite pas l'oxide d'antimoine parce qu'il y est en petite quantité, et surtout parce que l'acide hydro-chlorique combiné avec l'oxide est en grand excès.

Si on décante cette dissolution d'hydro-chlorate d'antimoine et d'acide hydro-sulfurique, et que l'on y verse quelques gouttes d'eau, on obtient un précipité *jaune-orangé* formé de sous-hydro-sulfate d'antimoine : dans ce cas, l'eau s'empare de l'excès d'acide hydro-chlorique; l'oxide d'antimoine est par conséquent beaucoup moins retenu, et l'acide hydro-sulfurique le précipite comme à l'ordinaire. Ce fait est remarquable en ce qu'il fournit l'exemple d'une dissolution d'hydro-chlorate d'antimoine que l'eau précipite en jaune-orangé, au lieu de précipiter en blanc.

Si on filtre cette dissolution d'hydro-chlorate d'antimoine et d'acide hydro-sulfurique et qu'on la fasse bouillir pendant quelques instans, l'acide hydro-sulfurique se dégage, et alors l'hydro-chlorate d'antimoine qui reste précipite en *blanc* par l'eau, ce qui est parfaitement d'accord avec tout ce que nous venons d'exposer.

Si on fait bouillir le *kermès* avec une assez grande quantité de dissolution de potasse ou de soude, il se décompose sur-le-champ, perd sa couleur, et se transforme en protoxide d'antimoine d'un blanc jaunâtre, insoluble, et en hydro-sulfate de potasse sulfuré tenant un peu de protoxide d'antimoine en dissolution : aussi si, après avoir filtré cette dissolution, on y verse quelques gouttes d'acide nitrique, celui-ci s'unit avec la potasse, et l'on voit paraître un précipité jaune, plus ou moins rougeâtre, formé de protoxide d'antimoine, d'acide hydro-sulfurique et de soufre.

Préparation. 1°. Pour obtenir de très-beau kermès, il faut faire bouillir pendant une demi-heure, dans une chaudière de fer, une partie de sulfure d'antimoine réduit en poudre fine, 22 parties et demie de sous-carbonate de soude cristallisé, et 250 parties d'eau, filtrer la liqueur bouillante, la recevoir dans un entonnoir et dans des vases chauds, couvrir ceux-ci et les laisser refroidir. Le kermès est entièrement déposé au bout de vingt-quatre heures ; on le met sur un filtre, on le lave avec de l'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air, on le dessèche à la température de 25° et on le conserve à l'abri du contact de l'air et de la lumière (Cluzel). On obtient par ce procédé beaucoup moins de kermès que par le suivant ; mais il est infiniment plus beau. 2°. On fait bouillir, pendant un quart-d'heure environ, 2 parties de sulfure d'antimoine pulvérisé, une partie de potasse caustique ou 4 parties de sous-carbonate de potasse, et 20 à 24 parties d'eau ; on filtre la liqueur bouillante, et on finit l'opération comme dans le cas précédent. 3°. On fait fondre dans un creuset de terre un mélange pulvérulent de 2 parties de sulfure d'antimoine et d'une partie de potasse ou de soude du commerce ; on réduit en poudre la masse fondue et on la fait bouillir avec dix ou douze fois son poids d'eau ; le kermès se dépose sur-le-champ, et peut

être recueilli en suivant les procédés que nous avons indiqués précédemment. *Théorie.* Quel que soit le mode de préparation mis en usage, l'eau et le sulfure d'antimoine sont décomposés ; il se forme de l'hydro-sulfate sulfuré de potasse ou de soude, et du kermès ; celui-ci ne peut pas être dissous en totalité dans la liqueur refroidie, et se dépose. (*Voyez*, pour les détails de cette théorie, page 560.)

Sous-hydro-sulfate d'antimoine sulfuré (soufre doré). Ce produit ne diffère du kermès qu'en ce qu'il contient plus de soufre. Il est solide, jaune-orangé, insoluble dans l'eau, et donne, lorsqu'on le calcine avec du charbon, un culot d'antimoine métallique. *Préparation.* L'eau-mère ou la liqueur qui surnage le kermès contient de l'hydro-sulfate sulfuré de potasse ou de soude, et une certaine quantité de kermès ; après l'avoir filtrée on y verse quelques gouttes d'acide nitrique, sulfurique ou hydrochlorique, qui s'emparent de l'alcali pour former un sel soluble, et l'on voit paraître un précipité jaune-orangé composé de kermès, d'acide hydro-sulfurique et de soufre : c'est le *soufre doré*, qu'il s'agit simplement de laver et de dessécher.

Usages. En médecine on se sert de ces deux produits pour remplir à-peu-près les mêmes indications ; mais on préfère presque toujours le kermès. On l'emploie, 1°. comme tonique du système pulmonaire dans la dernière période des inflammations aiguës des poumons, dans toutes les périodes des fluxions de poitrine appelées *catarrhales*, sans crachement de sang et sans une grande irritation de la poitrine ; dans la coqueluche lorsque l'irritation a cessé, dans l'engorgement des glandes du poumon, dans les catarrhes chroniques, dans l'asthme humide, etc. On l'administre à la dose d'un, deux ou trois grains dans du beurre de cacao, dans de l'huile, dans un jaune d'œuf ou dans des extraits. 2°. On fait prendre sou-

vent comme émétique 6 à 10 grains de kermès dans 3 ou 4 onces de sirop d'ipécacuanha que l'on donne par cuillerées à bouche, de quart-d'heure en quart-d'heure, jusqu'à ce que le vomissement ait lieu. 3°. On l'emploie aussi, comme sudorifique et stimulant de la peau, dans les phlegmasies cutanées chroniques, telles que la gale, les dartres, etc.; dans les rhumatismes lents, les sciatiques et gouttes anciennes: dans ces cas, on l'associe au camphre et à l'antimoine diaphorétique non lavé. Le *soufre doré* a été principalement préconisé contre la goutte : l'une et l'autre de ces préparations paraissent être d'une très-grande utilité dans le traitement de la plique polonaise. Administrées à haute dose elles peuvent donner lieu à tous les symptômes de l'empoisonnement.

620. *Arséniate d'antimoine.* Il est pulvérulent, insoluble dans l'eau ; il en est de même du *molybdate* d'antimoine.

Des Sels formés par le deutoxide d'antimoine.

621. Ces sels ont été fort peu étudiés; quelques-uns même n'existent pas ; on peut en obtenir un certain nombre en faisant dissoudre le deutoxide dans les acides : tels sont, par exemple, le deuto-sulfate et l'hydro-chlorate, qui précipitent en blanc par l'eau et par les alcalis, et en jaune rougeâtre par les hydro-sulfates.

Du Sulfure d'antimoine.

Ce sulfure se trouve très-abondamment dans la nature ; on le rencontre dans les départemens du Gard, du Puy-de-Dôme, dans le Vivarais, en Toscane, en Saxe, en Hongrie, en Bohême, en Suède, en Angleterre, en Espagne, etc. Il est cristallisé en aiguilles d'un gris bleuâtre, brillantes, inodores et insipides.

622. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il entre promptement en fusion et ne se décompose pas; mais s'il est en

contact avec l'air ou avec le gaz oxigène, il se transforme en gaz acide sulfureux et en protoxide d'antimoine sulfuré fusible. Ce produit, fondu pendant un certain temps dans un creuset d'argile, constitue le *crocus metallorum*, *safran des métaux, safran d'antimoine;* il est brun-marron, a la cassure vitreuse, et contient de la silice qu'il a enlevée au creuset. Si on continue à le faire fondre et qu'on le coule, il donne par le refroidissement un verre transparent, couleur d'hyacinthe, composé de protoxide et de sulfure d'antimoine, d'alumine, de silice et de fer oxidé (1), d'où l'on doit conclure que la matière du creuset a été attaquée. Ce verre est opaque s'il contient beaucoup de sulfure; suivant M. Vauquelin, il serait jaune-citrin s'il ne renfermait pas de fer. On peut y démontrer l'existence de toutes ces substances au moyen de l'acide hydro-chlorique. Le verre d'antimoine est employé pour faire le tartre stibié, le vin antimonié; il est fortement émétique, et on l'administre rarement seul. On lit dans Hoffmann des observations d'empoisonnement produit par 7 à 8 grains de cette substance et terminé par la mort.

On peut combiner, par la fusion et en plusieurs proportions, le protoxide d'antimoine avec le sulfure; la *rubine* des anciens est formée de 8 parties du premier et d'une partie du second; le *crocus*, dont nous avons déjà parlé, peut être préparé avec trois parties de protoxide et une de sulfure; enfin, le *foie d'antimoine* résulte de l'action d'une partie du dernier sur deux de protoxide.

---

(1) C'est à la silice que le verre d'antimoine doit sa transparence: en effet, que l'on fasse chauffer dans un creuset de platine du sulfure d'antimoine grillé seul, on n'obtiendra qu'une masse opaque; que l'on mette, au contraire, un mélange du même sulfure et de sable (silice) dans le même creuset, on ne tarde pas à former du verre transparent.

L'acide *sulfurique* concentré transforme le sulfure d'antimoine, à l'aide de la chaleur, en proto-sulfate d'antimoine blanc ; une partie de l'acide est décomposée, cède de l'oxigène au soufre et à l'antimoine, et se trouve réduite à du gaz acide sulfureux qui se dégage. Il en est de même de l'acide nitrique concentré, excepté qu'il y a dégagement de gaz nitreux (deutoxide d'azote). Le sulfure d'antimoine chauffé avec de l'acide hydro-chlorique liquide, dans une petite fiole à laquelle on adapte un tube recourbé propre à recueillir les gaz, décompose l'eau qu'il renferme ; le soufre et l'hydrogène de l'eau forment du gaz acide *hydro-sulfurique* qui se dégage, et l'antimoine et l'oxigène de l'eau donnent naissance à du protoxide d'antimoine qui se dissout dans l'acide hydro-chlorique : c'est même par ce moyen que l'on peut se procurer abondamment, et dans un grand degré de pureté, le gaz acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

Si on fait bouillir de l'eau dans laquelle on ait mis du sulfure d'antimoine et de la chaux, ou de la baryte, ou de la strontiane pulvérisés, l'eau est également décomposée, et l'on obtient un liquide formé 1°. d'hydro-sulfate sulfuré de la base ; 2°. de sous-hydro-sulfate d'antimoine (kermès).

Théorie. Comme la chaux ne se décompose pas, on peut la représenter par

			Chaux
Le sulfure d'antimoine par....	Antimoine +	soufre +	soufre + soufre..
L'eau par.....	Oxigène. +	hydrog^e. +	hydrog^e.
	Protoxide d'antimoine.	A. hydro-sulfurique.	Hydro-sulfate de chaux sulfuré.

L'eau en se décomposant cède son oxigène à l'antimoine, le transforme en protoxide ; l'hydrogène s'unit aux deux portions de soufre au-dessous desquelles nous l'avons

placé, forme de l'acide hydro-sulfurique; une partie de cet acide se combine avec la chaux et le soufre, et donne naissance à de l'hydro-sulfate sulfuré, tandis que l'autre partie se combine avec le protoxide d'antimoine, et produit du kermès, qui peut rester en dissolution dans la liqueur.

La potasse et la soude agissent de la même manière sur le sulfure d'antimoine; mais le kermès qui en résulte ne peut être dissous qu'autant que la liqueur est très-chaude; par conséquent il se précipite aussitôt qu'elle vient à se refroidir. La préparation du kermès repose toute entière sur cette propriété. (*Voyez* page 560.)

Lorsqu'on projette dans un creuset chauffé jusqu'au rouge parties égales de *nitrate de potasse* et de sulfure d'antimoine pulvérisés, on obtient un produit brun-marron, connu sous le nom de *foie d'antimoine*, et qui est composé de sulfate de potasse, de sulfure de potasse et d'oxide d'antimoine; d'où il suit que l'oxigène de l'acide nitrique se porte à-la-fois sur le soufre et sur l'antimoine. Le foie d'antimoine était très-employé autrefois comme vomitif, purgatif et fondant; on s'en servait, et on s'en sert encore quelquefois dans la préparation du vin émétique trouble et non trouble. On obtient le *fondant de Rotrou* en employant, au lieu de parties égales, 3 parties de *nitrate de potasse* et une de sulfure d'antimoine, et en mettant le feu au mélange au moyen d'un charbon rouge. Le produit qui en résulte est du sulfate de potasse + du deutoxide d'antimoine uni à la potasse.

Le sulfure d'antimoine est décomposé, à l'aide de la chaleur, par l'étain, le plomb, le cuivre et l'argent, qui s'emparent du soufre qui entre dans sa composition. Il est employé pour extraire le métal et pour préparer le kermès, le soufre doré, le verre d'antimoine, la rubine, le foie d'antimoine, le fondant de Rotrou, etc.

Composition. M. Thomson regarde le sulfure d'antimoine

comme un composé de 100 parties de métal et de 35,572 de soufre, ou d'un atome d'antimoine et d'un atome de soufre.

Préparation. On l'obtient en faisant fondre le métal et le soufre.

Du Tellure.

Le tellure se trouve, 1°. combiné avec le fer et l'or en Transylvanie, dans les mines de Muria-Loretto; 2°. avec l'or et l'argent aussi en Transylvanie; 3°. avec le plomb, l'or, l'argent et le soufre; 4°. enfin avec le plomb, l'or, le soufre et le cuivre.

623. Le tellure est solide, blanc-bleuâtre, très-éclatant, d'un tissu lamelleux, très-fragile, facile à réduire en poudre; sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fond à un degré de chaleur un peu supérieur à celui qui est nécessaire pour liquéfier le plomb; il se volatilise ensuite, et se condense en gouttelettes. L'air atmosphérique et le gaz oxigène ne paraissent pas agir sur lui à froid; mais si on élève la température, il se forme un oxide volatil d'une odeur analogue à celle du raifort, qui répand des vapeurs blanches; il y a en outre dégagement de calorique et de lumière bleue-verdâtre.

Le gaz *hydrogène* peut se combiner directement avec le tellure; il suffit pour cela de le mettre en contact avec le gaz qui se produit en décomposant l'eau par la pile électrique; il se forme, dans ce cas, un *hydrure* solide, brun. Il existe encore un produit gazeux formé aussi de ces deux élémens et que l'on ne peut pas obtenir directement; il porte le nom de gaz *hydrogène telluré*, et plusieurs chimistes l'appellent acide *hydro-tellurique*. Il est gazeux, incolore, doué d'une odeur semblable à celle du gaz acide hydro-sulfurique; on ignore quelle est sa pesanteur spécifique; il rougit l'*infusum* de tournesol. Il absorbe le gaz

oxigène lorsqu'on l'approche d'un corps enflammé; il y a dégagement de calorique et de lumière bleuâtre, et dépôt d'oxide de tellure. Il se dissout dans l'eau; le *solutum*, d'un rouge clair, se décompose par le contact de l'air, et il en résulte de l'hydrure de tellure qui se dépose sous la forme d'une poudre brune : cet hydrure contient moins d'hydrogène que le gaz; d'où il suit que l'oxigène de l'air s'est combiné avec une portion d'hydrogène. Il s'unit aux alcalis, et donne des produits qui ont le plus grand rapport avec les sels. Le *chlore* le décompose et lui enlève son hydrogène. Il précipite plusieurs des dissolutions métalliques formées par les métaux des quatre dernières classes.

Il paraît formé d'un atome de tellure, dont le poids est 4, et d'un atome d'hydrogène, qui pèse 0,125. On l'obtient en traitant un alliage de tellure et de potassium par l'acide hydro-chlorique, comme nous l'avons dit en parlant du gaz hydrogène arsenié. (*Voy.* § 546, page 511.)

Chauffé avec du *chlore* gazeux, le tellure passe à l'état de chlorure solide, et il y a dégagement de calorique et de lumière; ce chlorure est incolore, demi-transparent, et paraît formé de 100 parties de tellure et de 90,5 de chlore (H. Davy). On ne connaît pas l'action des autres *corps simples* sur ce métal. Il n'agit point sur l'*eau*. Les acides *sulfurique*, *nitrique* et l'eau régale l'oxident et le dissolvent. On ignore quelle est l'action des autres acides sur lui. Il n'est pas employé.

Poids d'un atome de tellure. D'après M. Berzelius, l'oxide de tellure est formé de 100 parties de métal et de 24,8 d'oxigène; en le supposant composé d'un atome d'oxigène, qui pèse 1, et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera 4.

Extraction. Si la mine ne contient que du tellure, de l'or et du fer, on la sépare de la gangue; on la pulvérise pour la traiter, à une douce chaleur, par 5 ou 6 parties d'a-

cide nitrique; il se forme du nitrate de tellure et du nitrate de fer solubles; l'or, la majeure partie de la gangue, et une portion d'oxide de fer restent au fond; on filtre la liqueur après l'avoir étendue. On verse dans la dissolution un excès de potasse caustique : tout l'oxide de fer est précipité, tandis que celui de tellure, soluble dans un excès de potasse, reste dans la liqueur; on filtre et on verse dans la dissolution assez d'acide hydro-chlorique pour saturer toute la potasse; il se forme de suite un précipité blanc floconneux de sous-hydro-chlorate de tellure; on le lave avec parties égales d'eau et d'alcool (l'eau seule dissoudrait l'oxide), et on le met sur un filtre. Lorsqu'il est sec, on le chauffe graduellement dans une cornue de verre avec $\frac{8}{100}$ de son poids de charbon : l'oxide perd son oxigène, et le métal mis à nu se sublime en partie, tandis que l'autre portion reste dans la cornue sous la forme d'un culot.

Si la mine de tellure contenait du plomb il se formerait aussi du nitrate de plomb; alors il faudrait traiter ces nitrates par l'acide sulfurique; le plomb serait précipité à l'état de sulfate, tandis qu'il resterait dans la dissolution du sulfate de tellure et de fer que l'on décomposerait également par la potasse.

De l'Oxide de tellure.

624. Il est le produit de l'art, d'une couleur blanche; il fond un peu au-dessous de la chaleur rouge et se volatilise; il peut se dissoudre dans quelques acides. Il se combine avec la potasse, la soude et l'ammoniaque à l'aide de la chaleur, et donne des produits peu solubles dans l'eau. Il est formé, suivant M. Berzelius, de 100 parties de métal et de 24,83 d'oxigène; il n'a point d'usages. On l'obtient en décomposant un sel de tellure par la potasse ou par la soude, que l'on ne doit pas employer en excès pour ne pas redissoudre une portion de l'oxide.

Des Sels de tellure.

Les dissolutions de tellure sont décomposées et précipitées en blanc par la potasse ou la soude; l'oxide précipité se redissout dans un excès du réactif précipitant; les hydrosulfates solubles y font naître un précipité noir de sulfure de tellure; l'infusion de noix de galle en précipite des flocons jaunes; l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate) ne les trouble point. Le zinc, le fer et l'antimoine en séparent du tellure noir pulvérulent.

625. *Sulfate de tellure.* Il est incolore, soluble dans l'eau, et facilement décomposable par le feu.

626. *Nitrate de tellure.* Il est incolore, décomposable par l'eau, qui en précipite du sous-nitrate soluble dans un excès d'eau; il donne, par l'évaporation, des aiguilles prismatiques, incolores et légères.

627. *Hydro-chlorate de tellure.* Il est liquide, décomposable par l'eau; le précipité blanc formé se dissout dans une grande quantité d'eau.

De l'Urane.

L'urane ne se trouve dans la nature que combiné avec l'oxigène; il fait partie de la mine connue sous le nom de *pechblende.*

628. L'urane est un métal solide, d'une couleur grise foncée, très-brillant, cassant, facile à entamer par le couteau et par la lime; cependant M. Clarke dit avoir retiré du pechblende, au moyen du chalumeau à gaz, un métal semblable à l'acier, tellement dur que la lime la plus acérée y mord à peine; mais il est probable que ce métal est allié à du plomb, à du fer et à du silicium, dont les oxides entrent dans la composition du pechblende. (Clarke, *Ann.*

de Chimie et de Physique, tom. III.) Sa pesanteur spécifique est de 8,7.

Ce n'est guère que dans ces derniers temps que l'on a pu *fondre* l'*urane* au moyen du chalumeau à gaz de Brooks. Suivant M. Clarke, il absorbe, durant sa fusion, l'oxigène de l'air et passe à l'état d'oxide jaune serin. On a peu fait d'expériences pour constater l'action de l'urane sur les corps simples. Il n'agit point sur l'eau, ni sur les acides borique, carbonique, phosphorique; il est à peine attaqué par l'acide sulfurique, tandis qu'il décompose assez bien l'acide nitrique, lui enlève une portion de son oxigène, s'oxide et se dissout dans la portion d'acide non décomposé. Il n'a presque pas d'action sur l'acide hydro-chlorique. Il est sans usages.

Poids d'un atome d'urane. D'après Schoübert, le protoxide d'urane est formé de 100 parties de métal et de 6,373 d'oxigène; en supposant la quantité d'oxigène égale à 6,4 et en regardant le protoxide comme un composé d'un atome d'oxigène et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera 15,625.

Extraction. On décompose l'oxide d'urane dans un creuset brasqué, comme nous l'avons dit en parlant du manganèse. (*Voy.* § 477.)

Des Oxides d'urane.

629. Plusieurs chimistes admettent un protoxide d'urane gris-noirâtre qui entre dans la composition du pechblende; M. Proust élève des doutes sur son existence. Voici quels sont les caractères assignés à ce *protoxide.* Il est gris-noir, difficilement fusible, et insoluble dans les acides, à moins qu'il n'absorbe de l'oxigène pour passer à l'état de deutoxide. Il est formé, suivant M. Schoübert, de 100 parties d'urane et de 6,373 d'oxigène, ou d'un atome d'urane et d'un atome d'oxigène. Il existe, dit-on, en Saxe et en

Bohême. On l'obtient en chauffant l'urane jusqu'au rouge avec le contact de l'air.

630. *Deutoxide d'urane.* On le trouve en petite quantité à Saint-Symphorien près d'Autun, et à Chanteloup près Limoges; en Saxe, en Angleterre, dans le Wurtemberg et en Bohême; sa couleur varie du jaune citron au vert émeraude; il est en lames cristallines ou sous la forme de poudre; il se combine avec plusieurs acides. Il n'a point d'usages; il est formé, suivant Schoübert, de 100 parties de métal et de 9,6 d'oxigène, ou de 2 atomes d'urane et de 3 atomes d'oxigène. On l'obtient en décomposant le nitrate d'urane par la potasse.

Des Sels formés par le deutoxide d'urane.

Les sels d'urane ont une saveur astringente, forte, sans mélange de saveur métallique. Ils sont tous colorés en jaune ou en blanc-jaunâtre. La potasse caustique précipite l'oxide jaune de ceux qui sont solubles dans l'eau. Les carbonates de potasse et de soude y font naître un précipité blanc: ces précipités se dissolvent dans un excès de potasse. L'hydro-sulfate de potasse y produit un dépôt brun-jaunâtre, qui est du sulfure d'urane. L'hydro-cyanate de potasse (prussiate) y forme un précipité rouge-brunâtre, et l'infusion de noix de galle un précipité chocolat. Tous ces sels sont sans usages.

631. Le *phosphate d'urane* est très-peu soluble dans l'eau, et d'une couleur blanche-jaunâtre.

632. *Sulfate d'urane.* Il est en petits cristaux prismatiques, ou en tables d'un jaune citron, dont la couleur passe au vert par son exposition au soleil, solubles dans la moitié de leur poids d'eau bouillante, un peu moins solubles dans l'eau froide, entièrement décomposables par le feu en oxide et en acide. On le prépare par le 1er ou par le 2e procédé. (*Voyez* § 202.)

633. *Nitrate d'urane.* Il cristallise en lames hexagones ou en larges prismes rectangulaires à quatre pans aplatis, d'un jaune citron ou verdâtres, solubles dans la moitié de leur poids d'eau à 15°, beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante, efflorescens dans un air dont la température est à 38°, th. cent., déliquescens, au contraire, dans un air froid et humide. Ces cristaux, chauffés, fondent dans leur eau de cristallisation, se décomposent, et donnent de l'oxide d'urane, du gaz deutoxide d'azote et du gaz oxigène.

Préparation. On se le procure avec la mine d'oxide d'urane, qui renferme, outre cet oxide, du fer, du plomb, du cuivre, de la silice, du soufre et du carbonate de chaux; on la traite à froid par l'acide hydro-chlorique faible pour transformer ce carbonate en hydro-chlorate soluble. On décante la dissolution et on lave le dépôt; puis on le fait bouillir avec un grand excès d'acide nitrique étendu de son poids d'eau, qui n'agit point sur la silice et qui attaque à peine le soufre : il y a dégagement de gaz nitreux, et formation de nitrates d'urane, de fer, de plomb et de cuivre, tous solubles dans l'eau; on filtre et on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité pour décomposer la majeure partie du nitrate de fer; on traite la masse par l'eau, et on filtre de nouveau : l'oxide de fer reste sur le filtre, tandis que les nitrates d'urane, de plomb, de cuivre, et la petite quantité de nitrate de fer indécomposé se trouvent dans la dissolution; on y fait passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique, qui précipite le plomb et le cuivre à l'état de sulfures : alors il ne reste plus dans la dissolution que du nitrate acide d'urane et un peu de nitrate de fer; on filtre, et on l'évapore de nouveau jusqu'à siccité pour décomposer complètement le sel ferrugineux; on traite la masse par l'eau, qui ne dissout que le *nitrate d'urane*, que l'on peut évaporer et faire cristalliser.

634. *Hydro-chlorate d'urane.* Il est sous la forme de

prismes quadrangulaires, aplatis, d'un vert jaunâtre, déliquescens et très-solubles dans l'eau. On l'obtient par le 1er ou par le 2e procédé. (*Voyez* § 202.)

635. *Hydro-phtorate d'urane.* Il est cristallisable et inaltérable à l'air.

636. *Arséniate d'urane.* Il est sous la forme d'une poudre blanche-jaunâtre, insoluble dans l'eau.

Du Cérium.

On n'a jamais trouvé le cérium à l'état natif; il existe en Suède, combiné avec l'oxigène, la silice et l'oxide de fer, ce qui constitue l'oxide silicifère de cérium, ou la cérite. On rencontre aussi cette mine au Groënland; mais elle renferme en outre de la chaux et de l'alumine.

637. Le cérium est un métal solide, d'une couleur blanche-grisâtre, très-fragile, et d'une structure lamelleuse; on ignore quelle est sa pesanteur spécifique. Il est très-difficile à fondre au feu de nos forges: cependant la cérite se fond et se réduit avec la plus grande facilité à l'aide du chalumeau à gaz (Clarke). Suivant M. Laugier, il n'est point volatil à la chaleur rouge à laquelle on peut soumettre une cornue de porcelaine dans un fourneau à réverbère; cependant M. Thomson assure qu'il peut être volatilisé. L'air atmosphérique et le gaz oxigène, à une température élevée, le font passer à l'état d'oxide blanc. On a peu fait d'expériences pour examiner l'action du cérium sur les *corps simples* et sur les *acides*. Il paraît susceptible de se combiner avec le carbone. Il n'agit point sur l'*eau*. Il est sans usages.

Poids d'un atome de cérium. Le protoxide de cérium est formé de 100 parties de métal et de 17,39 d'oxigène; en le supposant composé d'un atome de chacun de ces corps, le poids de l'atome de cérium sera 5,75.

Extraction. On l'obtient en chauffant l'oxide de cérium dans un creuset brasqué. (Voyez *Manganèse*, § 477.)

Des Oxides de cérium.

638. Le *protoxide* de cérium est un produit de l'art; il est blanc, très-difficile à fondre, et susceptible de passer à l'état de deutoxide lorsqu'on le chauffe avec le gaz oxigène ou avec l'air atmosphérique. Il n'a point d'usages; il se dissout dans plusieurs acides; il est formé de 100 parties de cérium et de 17,39 d'oxigène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en décomposant un sel de protoxide par l'ammoniaque.

639. *Deutoxide.* Il entre dans la composition de la cérite; sa couleur est brune-rougeâtre; il est très-difficile à fondre, n'exerce aucune action sur le gaz oxigène, et n'a point d'usages. Chauffé avec l'acide hydro-chlorique, il passe à l'état de protoxide qui se dissout; l'oxigène qu'il a perdu s'unit à l'hydrogène d'une portion d'acide hydro-chlorique pour former de l'eau, et il se dégage du chlore. En le considérant comme un composé de deux atomes de cérium et de 3 atomes d'oxigène, on le trouve formé de 100 parties de métal et de 26,08 d'oxigène, tandis que M. Hisinger porte la quantité d'oxigène à 26,115. On l'obtient en décomposant un sel de deutoxide de cérium par l'ammoniaque.

Des Sels de cérium.

Tous les sels de cérium sont le produit de l'art; ceux qui sont solubles ont une saveur sucrée: ils sont tous précipités en blanc par l'hydro-cyanate de potasse (prussiate) et par l'oxalate d'ammoniaque; mais le premier précipité se dissout dans les acides nitrique et hydro-chlorique, tandis que le second y est insoluble. L'infusion de noix de galle

ne trouble point les dissolutions de cérium. Les hydro-sulfates solubles les décomposent et en précipitent un sulfure.

Des Sels formés par le protoxide de cérium.

Ces sels sont incolores.

640. *Proto-carbonate de cérium.* Il est grenu, insoluble dans l'eau pure et dans l'eau acidulée avec l'acide carbonique. Le *proto-phosphate* de cérium est également insoluble dans l'eau; il ne se dissout pas non plus dans les acides nitrique et hydro-chlorique.

Préparation. (*Voyez* § 207 et 210.)

641. *Proto-sulfate de cérium.* On l'obtient facilement en cristaux; il est soluble dans l'eau.

Préparation. (1er procédé, § 202.)

642. *Proto-nitrate de cérium.* Il cristallise difficilement et retient un excès d'acide; il attire l'humidité de l'air et se dissout très-bien dans l'eau.

Préparation. (1er procédé, § 202.)

643. *Proto-hydro-chlorate de cérium.* Il est sous la forme de petits cristaux prismatiques à quatre pans; il rougit l'*infusum* de tournesol, attire l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau.

Préparation. On fait bouillir la cérite pulvérisée avec un grand excès d'acide hydro-chlorique; le cérium, le fer et la chaux qui font partie de la mine se dissolvent, et la silice reste au fond du vase; on filtre et on évapore la liqueur pour en chasser l'excès d'acide, puis on l'étend d'eau et on la filtre de nouveau (1). On y ajoute de l'ammoniaque, qui ne précipite que les oxides de cérium et de fer; on verse sur ce précipité

(1) En effet, il peut arriver qu'une portion de silice se trouve dans la dissolution, et se dépose à mesure que la liqueur s'évapore.

lavé et encore humide, une dissolution d'acide oxalique que l'on fait bouillir; il se forme de l'oxalate de fer soluble et de l'oxalate de *protoxide* de cérium d'un blanc rosé, insoluble dans l'eau; on lave ce précipité et on le calcine lorsqu'il est sec pour détruire l'acide oxalique, en sorte que l'on obtient du deutoxide de cérium (le protoxide de cérium passe à l'état de deutoxide par la calcination); on traite cet oxide par l'acide hydro-chlorique, qui, comme nous l'avons dit, le transforme en hydro-chlorate de protoxide. (M. Laugier.)

644. *Proto-arséniate de cérium.* Il est insoluble dans l'eau, à moins qu'elle ne contienne un excès d'acide. Le *molybdate* de cérium est insoluble dans l'eau et dans les acides.

Des Sels formés par le deutoxide de cérium.

Ils ont une couleur jaune ou jaune-orangée.

645. *Deuto-sulfate de cérium.* Il est sous la forme de petits octaèdres ou de petites aiguilles d'un jaune citron ou d'un jaune orangé, solubles seulement dans l'eau acidulée; ils se transforment à l'air en une poudre jaune.

Préparation. (1er et 2e procédés, § 202.)

646. *Deuto-sulfite de cérium.* On peut l'obtenir sous la forme de cristaux de couleur améthyste pâle.

Préparation. (1er procédé, § 202.)

647. *Deuto-nitrate de cérium.* Il est jaune, difficile à cristalliser lorsqu'il est saturé d'oxide, et il attire l'humidité de l'air.

Préparation. (1er procédé, § 202.)

648. *Deuto-hydro-chlorate de cérium.* La chaleur de l'eau bouillante suffit pour le décomposer et le transformer en proto-hydro-chlorate et en chlore, ce que l'on conçoit facilement en admettant la décomposition d'une portion d'acide hydro-chlorique et la formation de l'eau aux dépens

de l'hydrogène de l'acide décomposé et d'une partie de l'oxigène de l'oxide.

Du Cobalt.

Le cobalt se trouve dans la nature, 1°. combiné avec l'oxigène; 2°. avec le fer, le nickel, l'arsenic et le soufre; 3°. avec l'oxigène et un acide à l'état de sel.

649. Le cobalt est solide, d'une couleur blanche-grisâtre, légèrement ductile; sa texture est granuleuse, serrée; sa pesanteur spécifique est de 8,5384, et de 7,7 suivant quelques chimistes. Il est magnétique, mais moins que le fer. Il paraît fondre au même degré de feu que ce métal, c'est-à-dire, à 130° du pyromètre de Wedgwood; on en opère facilement la fusion au moyen du chalumeau de Brooks (Clarke). Il absorbe le gaz oxigène à une température élevée, et passe à l'état de deutoxide noir; il n'éprouve point d'altération de la part de ce gaz à froid. Il peut se combiner avec le *phosphore* à l'aide de la chaleur, et donner un phosphure blanc, brillant, fragile, plus fusible que le cobalt, et qui se transforme, par l'action de l'air, en gaz oxigène, en acide phosphorique et en oxide de cobalt, pourvu que la température soit assez élevée. Ce phosphure est formé de 94 parties de cobalt et de 6 parties de phosphore. Le soufre peut s'unir au cobalt à l'aide de la chaleur; la formation de ce sulfure a lieu avec dégagement de lumière.

La combinaison du chlore avec le cobalt s'opère avec dégagement de lumière lorsqu'on a élevé la température. Le chlorure de cobalt obtenu en traitant le protoxide de ce métal par l'acide hydro-chlorique est bleu. Lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge, il est en partie décomposé et en partie volatilisé sous la forme de fleurs légères d'un bleu de lin, difficilement solubles dans l'eau, tandis que le chlorure bleu qui a été simplement desséché se dissout à merveille dans ce liquide et donne un hydro-chlorate rose.

Ce métal ne fait éprouver aucune altération à l'*eau*. Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* n'agissent point sur lui; l'acide *sulfurique* concentré et bouillant est en partie décomposé par le cobalt, qui absorbe une portion de son oxigène et forme du sulfate; il se dégage du gaz acide sulfureux. L'acide *nitrique* est en partie décomposé par le cobalt; il le transforme en protoxide et le dissout ensuite; il se dégage du gaz deutoxide d'azote. L'acide *hydro-chlorique* liquide attaque difficilement ce métal, à moins qu'il ne soit étendu d'eau ou combiné avec un peu d'acide nitrique. Le cobalt peut s'unir avec plusieurs métaux, mais on n'emploie aucun des alliages où il entre. Il est sans usages.

Poids d'un atome de cobalt. En admettant que le protoxide de cobalt est formé de 100 parties de métal et de 27,58 d'oxigène, et en le supposant composé d'un atome d'oxigène et d'un atome de cobalt, le poids de ce dernier sera de 3,25.

Extraction. On l'obtient en décomposant le protoxide par le charbon, comme nous l'avons dit en parlant du manganèse. (*Voyez* § 477.)

Des Oxides de cobalt.

650. *Protoxide de cobalt.* Il est le produit de l'art. Lorsqu'il est récemment séparé d'une dissolution de cobalt, il est bleu; si on le dessèche sans le contact de l'air, il est d'un gris bleuâtre. Nous allons l'examiner sous ces deux états : 1°. *lorsqu'il est bleu et mêlé avec de l'eau.* Exposé à l'air, il absorbe l'oxigène et devient verdâtre (1); si on le met en contact avec une dissolution de chlore, il passe à l'état de *deutoxide noir* sur-le-champ (voyez *Proto-sels*

(1) M. Thenard regarde ce produit verdâtre comme un oxide nouveau qui tient le milieu entre les deux que nous admettons.

de fer, page 324); si au lieu de l'exposer à l'air on le met avec de l'eau dans des vaisseaux fermés, il passe au violet, se combine avec l'eau, augmente de volume et devient *hydrate* rose, que l'on peut obtenir sous la forme d'une poudre composée de 79 à 80 parties de protoxide et de 20 à 21 parties d'eau (Proust). 2°. *Lorsqu'il est gris-bleuâtre et sec.* Chauffé jusqu'au rouge dans un creuset, il s'embrase tout-à-coup lorsqu'on le met en contact avec l'air, s'éteint, noircit, et se trouve transformé en deutoxide. D'après M. Clarke, il peut être facilement fondu et décomposé en oxigène et en cobalt au moyen du chalumeau à gaz. Le soufre le décompose à une température élevée, s'empare du métal et forme un sulfure. Il se combine parfaitement avec les acides. Il se dissout dans l'ammoniaque et lui communique une belle couleur rouge. Il est formé de 100 parties de cobalt et de 27,36 d'oxigène suivant Rothoff; d'après M. Proust, il ne contiendrait que 19,8 d'oxigène. On l'obtient en décomposant, dans des vaisseaux fermés, le sous-carbonate de protoxide, tandis qu'on prépare l'hydrate en versant de la potasse dans de l'hydro-chlorate ou du nitrate de protoxide. On l'emploie pour teindre en bleu les cristaux, les émaux, la porcelaine, etc.

L'*azur* n'est autre chose qu'un verre bleu pulvérisé, composé de silice, de potasse et de protoxide de cobalt. Pour l'obtenir, on grille la mine de cobalt réduite en poudre et séparée des matières terreuses. Cette mine est le plus souvent formée de cobalt, de fer, de soufre et d'arsenic. Par le grillage, ces deux dernières substances se transforment en gaz acide sulfureux et en deutoxide d'arsenic qui se volatilisent : le fer et le cobalt passent à l'état d'oxide ; on les fait fondre avec 3 parties de potasse et autant de sable pur, et l'on ne tarde pas à obtenir un verre bleu connu sous le nom de *smalt.* On le met dans l'eau froide lorsqu'il est encore chaud, et on le

broie entre deux meules; ainsi broyé, il est agité dans des tonneaux remplis d'eau; on décante le liquide trouble, et il se dépose une poudre que l'on désigne sous le nom d'*azur*. Il est évident que ce produit sera d'autant plus fin que le liquide aura été décanté plus tard; car alors les parties les plus pesantes auront eu le temps de se précipiter au fond des tonneaux. L'azur est d'autant plus bleu qu'il contient plus d'oxide de cobalt et moins d'oxide de fer.

651. *Deutoxide de cobalt.* On le trouve en Saxe combiné avec d'autres métaux. Il est noir, décomposable en oxigène et en cobalt au moyen du chalumeau à gaz. Il ne se combine avec les acides qu'autant qu'il a perdu une portion de son oxigène. L'acide sulfureux le dissout sur-le-champ, parce qu'il lui enlève une portion de son oxigène pour passer à l'état d'acide sulfurique. Il est composé, suivant M. Proust, de 100 parties de métal et de 25 parties d'oxigène, tandis que, d'après Rothoff, il contiendrait 36,77 parties d'oxigène. On pourrait, en admettant ces derniers nombres, le considérer comme un composé de 2 atomes de cobalt et de 3 atomes d'oxigène. On l'obtient en mettant le précédent en contact avec l'air à une chaleur rouge.

Des Sels formés par le protoxide de cobalt.

Presque tous les sels de cobalt sont d'une couleur rose; la potasse, la soude et l'ammoniaque les décomposent et en précipitent le protoxide bleu; ce précipité se dissout dans un excès d'ammoniaque, et donne un liquide rouge, si le sel de cobalt est pur; ce liquide est un sel double de cobalt et d'ammoniaque. Les hydro-sulfates solubles y font naître un dépôt noir de sulfure de cobalt soluble dans un excès d'hydro-sulfate, suivant M. Proust. L'hydro-cyanate de potasse (prussiate) les précipite en vert d'herbe. Les carbonates, les phosphates, les ar-

séniates et les oxalates solubles y font naître des précipités roses qui sont formés par du carbonate, du phosphate, de l'arséniate ou de l'oxalate de cobalt.

652. *Borate de cobalt.* Il est pulvérulent, rougeâtre et insoluble dans l'eau : chauffé, il se fond et donne un verre bleu foncé.

Préparation. 3e procédé. (*Voy.* § 202.)

653. *Carbonate de cobalt.* Il est sous la forme d'une poudre rose, insoluble dans l'eau; il se décompose à l'aide de la chaleur, et donne le protoxide gris s'il n'a pas le contact de l'air : dans le cas contraire, il passe à l'état de deutoxide. Traité par la potasse, il fournit l'hydrate de cobalt rose.

Préparation. 3e procédé. (*Voy.* § 202.)

654. *Phosphaté de cobalt.* Il est d'une couleur rose, violacée, insoluble dans l'eau, et soluble dans l'acide phosphorique : mêlé avec 8 parties d'alumine en gelée et chauffé dans un creuset, il donne un produit d'une belle couleur bleue qui peut remplacer l'outremer, et qui a été découvert par M. Thenard. Pour obtenir ce produit, on grille la mine de cobalt de Tunaberg, de Saxe ou de Hongrie, pour la priver de la majeure partie du soufre et de l'arsenic qu'elle renferme (voy. *Préparation du sulfate de cobalt*, pag. 578); on traite le produit par un excès d'acide nitrique étendu d'eau, et on évapore le *solutum* presque jusqu'à siccité; on fait bouillir avec de l'eau la masse obtenue, afin de dissoudre le nitrate de cobalt et de séparer une certaine quantité d'arséniate de fer insoluble; on filtre et on verse du sous-phosphate de soude dans la dissolution; il se forme sur-le-champ un précipité violet, qui est du sous-phosphate de cobalt contenant du fer, du cuivre, etc.; on lave le précipité et on le met sur un filtre; lorsqu'il est encore en gelée, on en mêle une partie avec 8 parties d'alumine récemment précipitée, parfaitement

lavée et en gelée : on a la certitude que le mélange est parfait lorsqu'on n'aperçoit plus de points violets ni blancs ; alors on le fait dessécher et on le chauffe pendant une demi-heure, jusqu'au rouge cerise, dans un creuset de terre recouvert de son couvercle. On peut, au lieu d'une partie de phosphate de cobalt, employer avec égal succès $\frac{1}{2}$ partie d'arséniate du même métal, que l'on peut se procurer en versant de l'arséniate de potasse dans la dissolution nitrique de cobalt obtenue comme nous venons de le dire.

655. *Sulfate de cobalt.* Il cristallise en aiguilles formées de prismes rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres, d'une couleur cramoisie, qui devient rose quand le sel est desséché. Il rougit l'*infusum* de tournesol et se dissout dans l'eau. La dissolution de ce sel, mêlée avec celle du *sulfate* d'*ammoniaque*, donne un sel double, d'un jaune rougeâtre, que l'on peut faire cristalliser. Elle s'unit aussi au sulfate de potasse pour former un sulfate double de potasse et de cobalt qui cristallise avec la plus grande facilité.

Préparation. On peut préparer ce sel avec la mine de cobalt de Tunaberg ; mais on préfère employer les fragmens amorphes des mines de Saxe et de Hongrie, qui sont infiniment moins chers, et qui contiennent du cobalt, du fer, du cuivre, de l'arsenic et du soufre. On les grille après les avoir pulvérisés, pour transformer, à l'aide de l'oxigène de l'air, le soufre et l'arsenic en gaz acide sulfureux et en oxide d'arsenic volatils, et le cobalt, le fer et le cuivre en oxides fixes : à la vérité, une partie du soufre et de l'arsenic passe à l'état d'acide sulfurique et d'acide arsénique, qui restent avec les oxides fixes. On traite la mine, ainsi grillée, par les acides nitrique et hydro-sulfurique, par le sous-carbonate de soude, par l'acide oxalique et par l'ammoniaque, pour obtenir l'oxalate de cobalt et d'ammoniaque ; que l'on décompose par la chaleur, et qui fournit l'oxide de co-

balt pur, que l'on peut faire dissoudre dans l'acide sulfurique. (Procédé de M. Laugier.) *Voyez*, pour plus de détails, la préparation du nitrate de nickel, pag. 619.

656. *Nitrate de cobalt.* Il cristallise en petits cristaux prismatiques, rougeâtres, déliquescens, solubles dans l'eau. Chauffé, il se décompose; l'acide nitrique cède de l'oxigène au protoxide, et le fait passer à l'état de deutoxide.

Préparation. 1er procédé. (*Voy.* § 202.)

657. *Hydro-chlorate de cobalt.* Il cristallise difficilement, attire l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau. Sa dissolution concentrée est d'une couleur bleue foncée; soumise à l'action d'une température élevée, elle devient grisâtre; si, au lieu de la concentrer, on l'étend d'eau, elle passe au rose, quelle que soit sa température, et peut être employée comme encre de sympathie: pour s'en servir, on écrit sur du papier, et lorsque les caractères sont secs et invisibles, on les chauffe: la dissolution de cobalt se concentre, passe du rose au bleu foncé, et les caractères deviennent visibles: exposés à l'air dans cet état, ils ne tardent pas à disparaître, phénomène qui depend de ce que le sel bleu, concentré, attire l'humidité de l'air et devient d'un rose clair invisible; d'où il suit qu'on peut les faire paraître ou disparaître à volonté. Si la dissolution de cobalt contient du trito-hydro-chlorate de fer, les caractères sont verts. On obtient l'hydro-chlorate de cobalt par le premier procédé. (*Voy.* § 202.)

658. *Arséniate de cobalt.* Suivant M. Proust, l'existence de ce sel dans la nature est plus que douteuse. Les efflorescences roses que l'on trouve dans presque toutes les mines de cobalt, dans celles de cuivre, d'argent, et qui ont été désignées sous le nom d'*arséniate de cobalt*, sont formées, d'après ce savant, par l'oxide blanc d'arsenic et par le protoxide de cobalt: aussi peut-on en séparer ces deux oxides en les soumettant à l'action d'une température

peu élevée. Quoi qu'il en soit, l'*arséniate de cobalt* préparé dans les laboratoires est d'un rouge rose, insoluble dans l'eau, et ne change pas de couleur lorsqu'on le chauffe au degré qui suffit pour décomposer les efflorescences roses naturelles.

Préparation. 3e procédé. (*Voy.* § 202.)

Du Titane.

659. Le titane se trouve constamment combiné avec l'oxigène; son oxide est tantôt uni à la chaux et à la silice, tantôt à l'oxide de fer. On ignore quelles sont les propriétés physiques de ce métal, tant il est difficile à obtenir; suivant M. Laugier, il a une couleur jaune; il est infusible au feu de nos meilleures forges. M. Clarke annonce que la mine de titane silicéo-calcaire peut être réduite à l'aide du chalumeau à gaz, et que l'on obtient un culot métallique; mais il est évident que ce culot n'est pas du titane pur. A une température élevée seulement, le titane peut absorber l'oxigène et passer à l'état d'oxide. On a fort peu étudié l'action des corps simples susceptibles de se combiner avec les métaux, sur le titane. Les acides *sulfurique*, *nitrique* et *hydro-chlorique* attaquent ce métal à l'aide de la chaleur, l'oxident et se combinent avec l'oxide formé. On ignore quelle est l'action de la plupart des autres acides sur ce métal. Il n'a point d'usages. On l'obtient, comme le manganèse, en chauffant l'oxide de titane avec le charbon. (*Voy.* § 477.)

De l'Oxide de titane.

660. Nous croyons ne pas devoir admettre plus d'un oxide de titane, jusqu'à ce que l'on ait démontré que les deux oxides adoptés par quelques chimistes diffèrent entre eux.

Cet oxide se trouve dans plusieurs départemens de France, à Horcajuela dans la vieille Castille, en Hongrie, en Bavière, en Cornouailles, etc.; on le rencontre toujours dans les terrains primitifs. Sa couleur varie extraordinairement, suivant les substances avec lesquelles il est combiné : lorsqu'il a été séparé de ces différentes substances et convenablement préparé dans les laboratoires, il est blanc et très-difficile à fondre. Il est soluble dans les alcalis; cette dissolution, évaporée, donne une masse dont on peut séparer complètement l'alcali (potasse ou soude) par des lavages répétés; lorsqu'il a été fortement calciné, il est insoluble dans les acides, à moins qu'on ne l'ait préalablement combiné avec un alcali. On le sépare des sels de titane par l'ammoniaque.

Des Sels de titane.

Les sels de titane sont, en général, incolores et peu solubles dans l'eau; leurs dissolutions précipitent en blanc par les sous-carbonates de potasse ou de soude, par l'oxalate d'ammoniaque; en vert gazon obscur par l'hydro-sulfate de potasse; en brun rougeâtre sanguin par l'*infusum* de noix de galle et par le prussiate de potasse : ce dernier réactif les précipite, au contraire, en vert gazon brunâtre s'ils contiennent du fer, et le précipité change, par l'addition d'un peu de potasse, en pourpre, puis en bleu, enfin, il devient blanc. Suivant M. Klaproth, une lame d'étain, plongée dans une dissolution de titane, fait prendre au liquide qui l'entoure une belle couleur rouge; tandis que le zinc lui communique une couleur bleue foncée.

661. *Carbonate de titane.* Il est pulvérulent, blanc, avec une teinte jaunâtre, et insoluble dans l'eau.

Préparation. 3e procédé. (*Voy.* § 202.)

662. *Phosphate de titane.* Il est blanc et insoluble dans l'eau. On l'obtient comme le précédent.

663. *Sulfate de titane.* Il est soluble dans l'eau, cristallisable en aiguilles, mais difficilement; on l'obtient le plus souvent sous la forme d'une masse blanche, gélatineuse, opaque.

Préparation. 1er procédé. (*Voy.* § 202.)

664. *Nitrate de titane.* Il cristallise en lames hexagones, blanches, transparentes, acides et solubles dans l'eau. On l'obtient comme le précédent.

665. *Hydro-chlorate de titane.* Il est acide, d'un blanc jaunâtre, incristallisable, suivant M. Vauquelin; il se décompose et se prend en gelée par l'évaporation : cette gelée n'est probablement qu'un sous-hydro-chlorate de titane.

Préparation. On fait fondre dans un creuset une partie et demie de potasse caustique avec une partie de mine de St-Yrieux, pulvérisée, lavée et débarrassée des matières terreuses; on obtient une masse d'un brun noirâtre, très-dure, que l'on traite par l'eau (1). Ce liquide dissout l'excès de potasse, une certaine quantité d'oxide de titane, la silice, l'alumine, et l'oxide de manganèse qui le colore en vert; il reste une masse rougeâtre, composée, comme l'a prouvé le premier M. Vauquelin, de potasse, de la majeure partie de l'oxide de titane et d'oxide de fer : on la fait dissoudre dans l'acide hydro-chlorique concentré, qui acquiert une couleur jaune verdâtre, et qui n'est jamais transparent; on verse dans le mélange de ces trois hydro-chlorates de l'acide oxalique ou de l'oxalate d'ammoniaque, et on obtient sur-le-champ un très-beau précipité blanc grumeleux d'oxalate de titane pur (M. Laugier); on le lave pour le dessécher et le calciner dans un creuset : par l'action de la chaleur, l'acide oxalique se décompose, et l'oxide de titane reste sans mélange. Pour le transformer en hydro-chlorate,

(1) Cette mine contient de l'oxide de titane, de l'oxide de fer, de l'oxide de manganèse, de la silice et de l'alumine.

il faut le faire fondre de nouveau avec de la potasse pure, car nous avons dit qu'il n'est soluble dans les acides, lorsqu'il a été calciné, qu'à la faveur des alcalis. (*Voyez* pag. 581.)

666. L'*arséniate de titane* est blanc et insoluble dans l'eau. On l'obtient par le 3e procédé, § 202.

Du Bismuth.

Le bismuth se trouve, 1°. à l'état natif, en France, en Saxe, en Bohême, en Souabe, en Suède; mais il contient toujours un peu d'arsenic; 2°. combiné avec l'oxigène; 3°. uni avec le soufre et l'arsenic.

667. Il est solide, d'une couleur blanche jaunâtre, très-fragile, formé de grandes lames brillantes; sa pesanteur spécifique est de 9,822.

Il entre en fusion à la température de 256° thermomètre centigrade: si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en cubes tellement disposés les uns par rapport aux autres, qu'ils forment une pyramide quadrangulaire renversée: on n'observe ce phénomène qu'autant que le métal est pur. Il est complètement volatil sous le charbon, à une température d'environ 30° du pyromètre de Wedgwood. (Chaudet.)

Il n'agit ni sur l'air ni sur le gaz oxigène, à la température ordinaire; il s'oxide, au contraire, à l'aide de la chaleur, et l'absorption de l'oxigène est accompagnée d'un dégagement de calorique et de lumière, comme on peut s'en convaincre en projetant sur le sol du bismuth chauffé au rouge blanc. Le *phosphore* ne se combine pas directement avec le bismuth; il existe cependant un composé de phosphore et de ce métal facilement décomposable à une température peu élevée, et que l'on obtient en décomposant une dissolution saline de bismuth par le gaz hydrogène per-phosphoré. Le *soufre* s'unit avec lui à l'aide de

la chaleur, et donne un sulfure gris de plomb, moins fusible que le bismuth, cristallisable en aiguilles fasciculées, et qui se transforme en gaz acide sulfureux et en oxide par l'action de l'air ou du gaz oxigène, à une température élevée. Il paraît formé de 100 parties de métal et de 22,52 de de soufre, d'après Lagerhielm. On trouve ce sulfure en Suède, en Saxe et en Bohême. L'*iode* peut se combiner avec le bismuth ; l'iodure qui en résulte est brun-marron et insoluble dans l'eau.

Le *chlore* gazeux se combine avec ce métal réduit en poudre fine, et il y a dégagement de calorique et de lumière d'un bleu pâle. Le chlorure, connu autrefois sous le nom de *beurre de bismuth*, est blanc, déliquescent, fusible, volatil, et se transforme dans l'eau en hydro-chlorate. Il paraît formé de 33,6 de chlore et de 66,4 de bismuth, ou d'un atome de chlore, dont le poids est 4,5, et d'un atome de bismuth, qui pèse 8,875. On l'obtient en chauffant le bismuth avec du sublimé corrosif. (*Voyez* pag. 494, *Chlorure d'étain.*)

Le bismuth n'exerce aucune action sur l'*azote*, sur l'*eau*, ni sur les acides *borique, carbonique* et *phosphorique*. L'acide *sulfurique*, concentré et bouillant, se combine avec lui après l'avoir oxidé ; d'où il suit qu'une portion d'acide est décomposée, et qu'il y a dégagement de gaz acide sulfureux. L'acide *sulfureux* n'agit point sur lui ; l'acide *nitrique* l'attaque, et se décompose avec d'autant plus d'énergie qu'il est plus concentré ; le métal s'oxide et se dissout dans la portion d'acide non décomposée ; il se dégage du gaz deutoxide d'azote. L'acide *hydro-chlorique* liquide n'agit que très-lentement sur le bismuth. L'acide *arsénique* peut aussi se combiner avec lui après l'avoir oxidé. Le bismuth peut s'allier avec plusieurs métaux ; mais il ne forme, avec ceux qui ont été précédemment étudiés, que des alliages peu importans.

Poids d'un atome de bismuth. Si l'oxide de bismuth est formé de 100 parties de métal et de 11,267 d'oxigène, et qu'on le considère comme un composé d'un atome d'oxigène et d'un atome de métal, le poids de celui-ci sera 8,875.

Extraction. Si le bismuth que l'on trouve à l'état natif ne contient pas de cobalt on se borne à le fondre; il ne tarde pas à se rassembler au fond des creusets et à se séparer de la gangue; dans le cas où celle-ci serait très-abondante, il faudrait mêler la mine avec un fondant terreux et alcalin. Si le bismuth natif contient du cobalt, on le chauffe dans des tuyaux de fer que l'on incline légèrement dans un fourneau; le bismuth fond et vient se condenser dans un récipient de fer; mais il contient presque toujours de l'arsenic; on le tient en fusion pendant quelque temps pour volatiliser toutes les portions de ce métal.

De l'Oxide de bismuth.

668. On trouve quelquefois un peu de cet oxide à la surface du bismuth natif; il est d'un beau jaune, fusible à la température rouge-cerise; il n'éprouve aucune altération de la part de l'air ni du gaz oxigène. L'hydrogène et le carbone s'emparent de son oxigène à une température élevée; le soufre le décompose également, et s'unit à l'oxigène pour former de l'acide sulfureux, et au métal, qu'il fait passer à l'état de sulfure. L'iode en sépare l'oxigène et se combine avec le métal, pourvu que la température soit assez élevée. Il est insoluble dans les alcalis. L'acide nitrique le dissout à merveille. On le fait servir de fondant aux dorures sur porcelaine. Il est formé, suivant M. Lagerhielm, de 100 parties de métal et de 11,275 d'oxigène, ou d'un atome de bismuth et d'un atome d'oxigène. On l'obtient comme le protoxide d'antimoine. (*Voy.* § 610.)

Des Sels de bismuth.

Ils sont, en général, d'une couleur blanche. Les dissolutions de bismuth sont précipitées en blanc par l'eau (le précipité est un sous-sel), en blanc jaunâtre par l'hydrocyanate de potasse et de fer (prussiate). Les hydro-sulfates solubles y occasionnent un précipité noir de sulfure de bismuth. La potasse, la soude et l'ammoniaque en séparent l'oxide, qui est blanc tant qu'il est humide. L'*infusum* de noix de galle les précipite en jaune légèrement orangé.

669. Le *borate*, le *carbonate* et le *fluate* de bismuth sont pulvérulens, blancs et insolubles dans l'eau.

Préparation. (*Voyez* § 205, 207 et 239.)

670. *Sur-phosphate de bismuth.* Il peut être obtenu sous la forme de cristaux solubles dans l'eau, inaltérables à l'air; tandis que le *sous-phosphate* est insoluble, blanc et pulvérulent.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

671. *Sulfate acide de bismuth.* Il est sous la forme d'une masse blanche, insoluble dans l'eau. Quand on le met en contact avec ce liquide, il est décomposé; la majeure partie de l'acide et un peu d'oxide se dissolvent, tandis que presque tout l'oxide reste avec un peu d'acide. La dissolution, évaporée, fournit de petits cristaux aiguillés de sulfate très-acide de bismuth; ces cristaux sont de nouveau décomposés si on les traite par l'eau.

On l'obtient par le 3e ou le 4e procédé. (*Voy.* § 202.)

672. *Sulfite de bismuth.* Il est blanc, insoluble dans l'eau, quoiqu'il soit avec excès d'acide; au chalumeau, il se fond en une masse jaune-rougeâtre, qui ne tarde pas à se décomposer et à donner le bismuth.

Préparation. (*Voyez* § 218.)

673. *Nitrate de bismuth.* Il cristallise en petits prismes tétraèdres comprimés, d'une couleur blanche, rougissant l'*infusum* de tournesol; il attire légèrement l'humidité de l'air, et sa surface se recouvre d'un peu d'oxide blanc; chauffé jusqu'au rouge, il fournit, suivant M. Proust, 50 parties sur 100 d'oxide jaune : c'est même en suivant ce procédé que l'on peut se procurer avec plus d'avantage l'oxide de bismuth. Il se dissout très-bien dans l'eau, pourvu qu'il soit assez acide. Cette dissolution, versée peu à peu dans une grande masse d'eau, est subitement décomposée, et transformée en *sous-nitrate de bismuth* insoluble, qui se précipite sous la forme de flocons blancs ou de paillettes nacrées, et en sur-nitrate qui reste en dissolution. Le sous-nitrate, bien lavé, constitue le *blanc de fard* ou le *magistère de bismuth.* On peut se servir du nitrate de bismuth comme encre de sympathie : en effet, les caractères tracés sur le papier avec sa dissolution sèchent et disparaissent; mais ils deviennent visibles et noircissent aussitôt qu'on les met en contact avec le gaz acide hydro-sulfurique ou les hydro-sulfates, qui transforment le sel incolore en sulfure noir. Le blanc de fard (sous-nitrate) est employé avec beaucoup de succès dans les douleurs d'estomac connues sous le nom de *crampes;* on en fait prendre 8 ou 10 grains dans du sirop de guimauve; cinq minutes après, on en donne une nouvelle dose. Il serait imprudent de l'administrer à grande dose, car il est vénéneux; uni à la magnésie et au sucre, il a été très-utile pour arrêter certains vomissemens chroniques.

On le prépare en faisant dissoudre le métal dans de l'acide nitrique affaibli. (*Voyez* § 202.)

674. *Hydro-chlorate de bismuth.* On peut l'obtenir sous la forme de petits cristaux prismatiques, rougissant l'*infusum* de tournesol, déliquescens, peu solubles dans l'eau, à moins que celle-ci ne soit acidulée : exposés à

l'action du calorique, ils se transforment en *chlorure de bismuth*, qui se volatilise bien au-dessous de la chaleur rouge.

Préparation. On traite le bismuth par l'eau régale, et on fait évaporer la dissolution.

675. *Arséniate de bismuth.* Il est pulvérulent, blanc, avec une nuance de vert, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide hydro-chlorique.

Préparation. (*Voyez* § 202, 3e procédé.)

Du Plomb.

Le plomb se trouve combiné, 1°. avec l'oxigène; 2°. avec le soufre ou avec quelques autres corps simples; 3°. avec l'oxigène et un acide formant des sels.

676. Le plomb est un métal solide, d'une couleur blanche bleuâtre, brillante; il est assez mou pour qu'on puisse le rayer avec l'ongle, et le plier en tout sens; il est très-peu sonore, plus malléable que ductile, et ne jouit presque d'aucune tenacité; sa pesanteur spécifique est de 11,352.

Il fond à la température de 260° therm. cent.; si on le laisse refroidir, il cristallise, suivant M. Mongez, en pyramides quadrangulaires; si, au contraire, on continue à le chauffer, il se volatilise lentement. Soumis à l'action du gaz *oxigène* ou de l'*air* atmosphérique, le plomb fondu passe d'abord à l'état de protoxide jaune, puis à l'état de deutoxide rouge, et il y a dégagement de calorique; à la température ordinaire, le gaz oxigène le ternit, tandis que l'air atmosphérique, après l'avoir transformé en protoxide, lui cède son acide carbonique et le change en proto-carbonate blanc. Ces phénomènes sont d'autant plus sensibles que l'air ou l'oxigène sont plus souvent renouvelés.

L'*hydrogène*, le *bore* et le *carbone* sont sans action sur le plomb. Le *phosphore* peut se combiner directement avec

lui à l'aide de la chaleur, et former un phosphure blanc-bleuâtre, très-malléable, mou, moins fusible que le plomb, et susceptible d'être transformé, à une température élevée, en acide phosphorique et en proto-phosphate de plomb par l'action de l'air ou du gaz oxigène. Ce phosphure est composé, d'après Pelletier, de 88 parties de plomb et de 12 parties de phosphore. En le supposant formé d'un atome de plomb, qui pèse 13, et d'un atome de phosphore, il ne contiendrait que 10 parties de ce dernier corps.

Lorsqu'on fait fondre dans un creuset 3 parties de plomb et 2 parties de *soufre*, on obtient un sulfure, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Ce sulfure se trouve très-abondamment dans la nature; on le rencontre cristallisé en octaèdres, ou en cubes, ou en lames; il existe en France, en Espagne, en Allemagne, et surtout dans le Derbyshire en Angleterre; il est connu sous le nom de *galène*. Il est solide, brillant, d'une couleur bleue; il ne fond pas aussi facilement que le plomb; il ne se décompose pas quand on le chauffe, à moins qu'il n'ait le contact de l'air ou du gaz oxigène, car alors il se transforme en gaz acide sulfureux, et en proto-sulfate; et si la température est très-élevée, il fournit, outre ces deux produits, du plomb métallique. On l'emploie pour en extraire le métal; les potiers de terre s'en servent sous le nom d'*alquifoux* pour vernir leur poterie. Il est composé d'un atome de plomb et d'un atome de soufre, ou de 100 parties de métal et de 15,384 de soufre.

On peut, par des moyens particuliers, combiner l'*iode* avec le plomb; l'iodure qui en résulte est d'un très-beau jaune orangé et insoluble dans l'eau.

Préparation. (*Voyez* § 182).

La combinaison du *chlore* gazeux et du plomb s'opère sans dégagement de lumière. Le chlorure formé se trouve

dans la nature, et a été connu sous les noms de *muriate de plomb*, de *plomb corne* et d'*hydro-chlorate de plomb*. Il est blanc, demi-transparent, inaltérable à l'air, fusible au-dessous de la chaleur rouge, volatil à une température plus élevée; il a une saveur sucrée, et se dissout dans 22 à 24 parties d'eau; cette dissolution fournit, par l'évaporation, des prismes hexaèdres, incolores, brillans et satinés. Il paraît formé de 100 parties de chlore et de 287,88 parties de plomb; ou, à peu de chose près, d'un atome de plomb et d'un atome de chlore. Il est sans usages. On l'obtient en versant de l'hydro-chlorate de soude dans une dissolution de nitrate de plomb. *Théorie.* (*Voyez* pag. 299.)

Le *sous-chlorure de plomb* est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau; il prend une belle couleur jaune lorsqu'on le chauffe.

L'*azote* n'agit point sur le plomb: il en est de même de l'*eau* privée d'air; mais si ce liquide a le contact de l'atmosphère, le métal passe à l'état de protoxide, qui ne tarde pas à absorber l'acide carbonique, en sorte qu'au bout d'un certain temps il renferme du carbonate de plomb dissous à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

Les acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique* et *sulfureux* sont sans action sur le plomb. L'acide sulfurique concentré, qui ne l'attaque pas à froid, lui cède une portion de son oxigène à l'aide de la chaleur: il se dégage du gaz acide sulfureux, et le protoxide formé se combine avec l'acide non décomposé. On ignore comment les acides *iodique* et *chlorique* agissent sur lui; on peut pourtant, par des moyens indirects, obtenir un *iodate* blanc insoluble dans l'eau, et un *chlorate* soluble. L'acide *nitrique* attaque le plomb avec énergie, le transforme en protoxide et le dissout; la portion d'acide décomposée pour oxider le métal passe à l'état de gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux). L'acide *hydro-chlorique* liquide agit à peine sur le plomb.

L'acide *hydro-sulfurique* est décomposé par ce métal, qui passe à l'état de sulfure noir, tandis que l'hydrogène se dégage. L'acide *hydro-phtorique* est sans action sur lui. Il décompose l'acide *arsénique* à l'aide de la chaleur. On n'a pas déterminé comment les acides *molybdique*, *tungstique* et *chromique* se comportent avec le plomb.

Plusieurs des métaux précédemment étudiés peuvent s'allier avec lui : nous allons examiner les principaux de ces alliages. 1°. *Alliage de deux parties de plomb et d'une partie d'étain.* Lorsqu'on fait fondre ces deux métaux, on obtient un alliage solide, grisâtre, qui fond plus facilement que l'étain, et qui est connu sous le nom de *soudure des plombiers,* parce qu'il sert à souder les tuyaux de plomb. A une température élevée, il absorbe l'oxigène, décompose l'air, et donne lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière. 2°. *Alliage de* 20 *parties d'antimoine et de* 80 *parties de plomb*. Il est solide, malléable, plus dur que le plomb et fusible au-dessous du rouge-cerise : on s'en sert pour faire les caractères d'imprimerie. 3°. L'alliage fusible de *Darcet* est formé de 8 parties de *bismuth,* de 5 parties de *plomb* et de 3 parties d'*étain ;* il est remarquable en ce qu'il fond au-dessous de 100° thermomètre centigrade ; uni à une petite quantité de mercure, il devient encore plus fusible, et peut servir à faire des injections anatomiques.

Le plomb est employé pour préparer des balles, de la grenaille, la soudure des plombiers, les caractères d'imprimerie, le blanc de plomb, la litharge, le massicot, le minium ; il sert à la construction des bassins, des conduits, des réservoirs, des chaudières, des chambres où l'on prépare l'acide sulfurique, etc. Il entre dans la composition des émaux.

Emaux. On donne le nom d'*émail* à des produits vitrifiés, transparens ou opaques, incolores ou colorés, formés principalement par le protoxide de plomb ; ceux qui sont

opaques contiennent de l'oxide d'étain ; ceux qui sont colorés renferment un oxide métallique coloré. *Email blanc.* On fait chauffer, avec le contact de l'air, 100 parties de plomb, et 15 à 40 parties d'étain : lorsque ces métaux sont transformés en oxides, on fait fondre dans un four de faïence 100 parties du produit avec 25 ou 30 parties de sel commun, 75 parties de sable et 25 parties de talc (Clouet). On s'en sert pour vernir la faïence, etc.

Poids d'un atome de plomb. Si le protoxide de plomb est formé de 100 parties de métal et de 7,692 d'oxigène, et qu'il soit considéré comme composé d'un atome d'oxigène et d'un atome de plomb, le poids de ce dernier sera 13.

Extraction. Exploitation du sulfure. On triture et on lave ce minéral pour en séparer la gangue, puis on le grille : cette opération peut déjà fournir un peu de plomb si la température est très-élevée. (Voyez *Action de l'air sur ce sulfure*, pag. 589.) On doit considérer le produit du grillage comme formé d'oxide, de sulfate et d'un peu de sulfure de plomb. On le traite dans le fourneau à manche par de la grenaille de fer (fer carburé) et par du charbon de terre ou de bois. Le charbon décompose l'oxide et le sulfate de plomb, tandis que le fer s'empare du soufre du sulfure ; le plomb mis à nu ne tarde pas à couler dans des bassins : on l'appelle *plomb d'œuvre ;* il contient le plus souvent du zinc, de l'antimoine et du cuivre ; on le fait chauffer avec le contact de l'air. Le zinc et l'antimoine s'oxident facilement, et font partie des premières portions de minium obtenues. Si l'on continue à chauffer, le cuivre s'oxide également, s'unit au minium déjà formé, et il reste une portion de *plomb métallique pur.* Le minium obtenu dans cette opération peut servir dans les fabriques de poteries.

Des Oxides de plomb.

677. *Protoxide* (massicot, litharge). Cet oxide ne se trouve dans la nature qu'en combinaison avec des acides. Il est solide, jaune, facilement fusible et indécomposable par la chaleur (à moins qu'il ne renferme du charbon ou des corps qui puissent lui enlever l'oxigène); si on le laisse refroidir lentement lorsqu'il a été fondu, il cristallise en lames brillantes, jaunes ou jaunes-rougeâtres, que l'on désigne sous le nom de *litharge*. A une température élevée, il absorbe le gaz oxigène, décompose l'air et passe à l'état de deutoxide rouge (minium); à froid, il s'unit avec l'acide carbonique qui se trouve dans l'atmosphère. Délayé dans l'eau, et mis en contact avec du chlore gazeux, il est en partie décomposé; le chlore forme avec le plomb du chlorure blanc, et l'oxigène se porte sur une portion de protoxide qu'il transforme en tritoxide. Il se dissout en petite quantité dans l'eau distillée pure; il est très-soluble dans la potasse, la soude, la baryte, la strontiane et la chaux, avec lesquelles il forme des dissolutions que l'on peut obtenir cristallisées en écailles blanches, ainsi que l'a fait voir M. Berthollet. Dans ces derniers temps, M. Houton-Labillardière a obtenu des dodécaèdres réguliers, blancs, demi-transparens, d'une dissolution de litharge dans la soude abandonnée à elle-même pendant l'hiver. Le protoxide de plomb dissout la silice et l'alumine à une température élevée, en sorte qu'il est impossible de le fondre dans des creusets de terre sans que ceux-ci soient attaqués; enfin il est le seul oxide de plomb susceptible de se combiner avec les acides. Le massicot est employé pour faire du blanc de plomb; il entre dans la composition du jaune de Naples, etc. La litharge sert à préparer le sel et l'extrait de saturne, l'emplâtre diapalme, l'onguent de la mère. Il est formé,

d'après M. Berzelius, de 100 parties de métal et de 7,7 d'oxigène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en chauffant le plomb avec le contact de l'air, ou en ramenant par la chaleur le deutoxide à l'état de protoxide.

678. *Deutoxide de plomb* (minium). Il est le produit de l'art, d'une belle couleur rouge, susceptible d'être décomposé par la chaleur en oxigène et en protoxide; il est fusible, et n'a aucune action sur l'air ni sur le gaz oxigène. Il n'est que très-peu soluble dans l'eau, d'après les expériences de M. Vauquelin. L'acide nitrique le transforme en protoxide qui se dissout, et en tritoxide brun insoluble; d'où il suit qu'une portion de minium perd de l'oxigène qui se porte sur une autre portion, et la fait passer à l'état de tritoxide. Traité par l'acide hydro-chlorique, il est décomposé, et l'on obtient du chlorure de plomb d'un blanc jaunâtre, du chlore et de l'eau, ce qui prouve que l'oxigène du deutoxide se combine avec l'hydrogène de l'acide, tandis que le métal s'empare d'une portion du chlore mis à nu. Il se combine avec la potasse, la soude, la chaux, etc., mais moins facilement que le protoxide. Le minium du commerce contient presque toujours du protoxide de plomb et quelquefois du deutoxide de cuivre. Il est employé à faire le cristal, les vernis sur les poteries, et en peinture. Il est formé, d'après M. Berzelius, de 100 parties de métal et de 11,08 d'oxigène, ou de 2 atomes de plomb et de 3 atomes d'oxigène. On l'obtient en faisant fondre le plomb avec le contact de l'air. On commence par opérer la fusion de ce métal dans un fourneau à réverbère dont l'aire est concave; lorsqu'il est à l'état de protoxide jaune, on le laisse refroidir, on le triture, et on l'agite dans des tonneaux avec une certaine quantité d'eau, afin d'en séparer les portions de plomb qui n'ont pas été oxidées; le métal, plus pesant que l'oxide, ne tarde pas à se précipiter, tandis que celui-ci reste sus-

pendu dans l'eau; on le ramasse, on le fait sécher, et on le met de nouveau dans le four sous la forme de couches minces, afin qu'il présente plus de surface; on élève la température presque jusqu'au rouge brun, et l'on obtient, au bout de quarante à quarante-huit heures, le deutoxide rouge; on le laisse refroidir et on le passe au tamis : cependant il n'est pas pur; il contient presque toujours un peu de protoxide de plomb, et assez souvent du deutoxide de cuivre; on le traite par l'acide acétique affaibli, qui ne dissout, à l'aide d'une douce chaleur, que les deux oxides qui altèrent le minium.

Peroxide de plomb (oxide puce). Cet oxide, d'une couleur puce, est le produit de l'art; il est décomposé par la chaleur en gaz oxigène et en protoxide de plomb. Mis en contact avec l'eau et avec un excès de chlore gazeux, il n'éprouve aucune altération, d'après les expériences de M. Vauquelin; trituré avec du soufre, il lui cède une portion de son oxigène, forme du gaz acide sulfureux, et il y a dégagement de calorique et de lumière si le mélange est bien sec. L'acide nitrique ne lui fait éprouver aucun changement. Il est sans usages (1). Il est formé de 100 parties de métal et de 15,384 d'oxigène, ou d'un atome de plomb et de deux atomes d'oxigène. On l'obtient en chauffant le deutoxide avec 5 à 6 parties d'acide nitrique étendu de son poids d'eau; il se forme du proto-nitrate de plomb soluble et du *peroxide* qui reste au fond du matras, et qui doit être lavé avec de l'eau chaude. Voy. *Minium*, p. 594.

---

(1) Quelques chimistes pensent depuis long-temps qu'il existe un quatrième oxide de plomb moins oxidé que celui que nous avons appelé *protoxide*. M. Dulong, dans un travail récent sur les oxalates, a obtenu des résultats qui militent en faveur de cette opinion : suivant lui, cet oxide serait noir, pyrophorique, et contiendrait moins d'oxigène que l'oxide jaune.

Des Sels de Plomb.

Parmi les oxides de plomb, il n'y a que le protoxide qui puisse se combiner avec les acides et former des sels, qui sont pour la plupart insolubles. Ceux qui se dissolvent fournissent des liquides incolores, doués d'une saveur plus ou moins doucâtre; ils donnent, par l'acide hydro-sulfurique et par les hydro-sulfates solubles, un précipité noir de sulfure de plomb, un précipité jaune serin de chromate de plomb par l'acide chromique et par les chromates solubles, jaune orangé par l'acide hydriodique ou par les hydriodates (le précipité est de l'iodure de plomb); un précipité blanc de protoxide par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; ce précipité jaunit lorsqu'on le fait sécher, et se redissout à merveille dans un excès de potasse ou de soude. Si, avant de décomposer la dissolution de plomb par les alcalis, on l'étend d'une suffisante quantité de chlore liquide, le précipité, jaune d'abord, devient rouge et finit par passer à l'état de tritoxide brun, phénomène qui dépend de ce que l'eau a été décomposée; son oxigène s'est porté sur le protoxide de plomb, tandis que le chlore s'est uni à l'hydrogène. Les sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque transforment ces dissolutions en sous-carbonate de plomb blanc insoluble ou peu soluble dans l'eau. Elles sont précipitées en blanc par l'acide sulfurique et par les sulfates solubles : dans ce cas, le précipité est du sulfate de plomb. Enfin, le zinc ayant plus d'affinité pour l'oxigène et pour l'acide que le plomb, précipite celui-ci à l'état métallique. (*Voyez* pag. 608.)

679. *Borate de plomb.* Il est blanc, peu soluble dans l'eau, fusible au chalumeau en un verre incolore.

Préparation. (*Voyez* § 205.)

680. *Sous-carbonate de plomb* (céruse). On trouve ce

sel en France, en Bretagne, au Hartz, en Bohême, en Ecosse et en Daourie. Il est tantôt cristallisé en prismes à six pans, ou en octaèdres réguliers, ou en petites paillettes brillantes, transparentes, d'une couleur blanche ou jaune brunâtre; tantôt en petites masses. Chauffé au chalumeau, il se décompose et donne du plomb métallique; il est insoluble dans l'eau, à moins que celle-ci ne contienne du gaz acide carbonique, qui le transforme en carbonate acide. MM. Barruel et Mérat ont retiré deux onces de carbonate acide de plomb très-bien cristallisé, en faisant évaporer six voies d'eau laissées pendant deux mois dans une cuve doublée en plomb, qui avait été exposée à l'air, et par conséquent en contact avec le gaz acide carbonique (Thèse de M. Mérat sur la *colique de plomb*). La céruse est employée pour étendre les couleurs; on s'en sert aussi pour dessécher les huiles et pour peindre les boiseries des appartemens.

Préparation. On fait arriver un courant de gaz acide carbonique dans une dissolution de *sous-acétate de plomb soluble;* il se précipite du carbonate de plomb, et le sel se trouve ramené à l'état d'acétate neutre; on le décante, et à l'aide de la litharge, on le transforme de nouveau en sous-acétate de plomb soluble, que l'on décompose encore par l'acide carbonique; on lave bien le carbonate précipité, et on le livre dans le commerce après l'avoir fait sécher. Avant de connaître ce procédé, on préparait le blanc de plomb en soumettant les lames de ce métal à l'action de la vapeur du vinaigre, de l'air et de l'acide carbonique; le plomb s'oxidait, passait à l'état de sous-acétate, qui était ensuite décomposé par l'acide carbonique: ce procédé, moins avantageux que le premier, n'est pas encore généralement abandonné.

681. *Phosphate de plomb.* Il se trouve dans plusieurs mines de galène (sulfure de plomb), en France, au Hartz, en Ecosse, etc.; il est souvent cristallisé en prismes à six

pans, transparens, de couleur verte, rougeâtre, brunâtre ou violette; il est fusible, et prend, en refroidissant, la forme d'un polyèdre régulier; si on le chauffe plus fortement, il se transforme en phosphure de plomb. Il est insoluble dans l'eau, à moins que celle-ci ne soit acide.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

682. *Sulfate de plomb.* On le trouve cristallisé en octaèdres réguliers, en pyramides tétraèdres, ou en tables transparentes; il existe en France, en Ecosse, etc. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc, indécomposable par la chaleur dans des vaisseaux fermés, insipide, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide sulfurique; ce *solutum* fournit, par l'évaporation, de petits cristaux blancs. Le sulfate de plomb, mis sur les charbons ardens, fond, se décompose et donne du plomb métallique. On l'obtient par le 3e ou par le 4e procédé. (*Voyez* § 202.)

683. Le *sulfite* et l'*iodate de plomb* sont blancs, insolubles dans l'eau, et sans usages.

684. *Chlorate de plomb.* Il cristallise en lames brillantes, solubles dans l'eau, douées d'une saveur sucrée et astringente, sans action sur l'*infusum* de tournesol et sur le sirop de violette. Il fuse sur les charbons ardens, répand des fumées blanches, se décompose, et laisse pour résidu du plomb métallique. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fournit du gaz oxigène et un peu de chlore (Vauquelin). Il est le produit de l'art et sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 224.)

685. *Nitrate de plomb.* Il n'existe pas dans la nature; on peut l'obtenir cristallisé en tétraèdres dont les sommets sont tronqués, d'une couleur blanche, opaques, inaltérables à l'air, et solubles dans 7 à 8 parties d'eau à 15°. Si, après avoir desséché ce sel, on le chauffe dans des vaisseaux fermés, il se décompose et se transforme en acide nitreux liquide sans eau (*voyez* pag. 219), en gaz oxigène et en

protoxide de plomb. Si on fait bouillir la dissolution de nitrate de plomb avec du protoxide, on obtient un *sous-nitrate de plomb* blanc, moins soluble dans l'eau que le précédent. Si, au lieu de le faire bouillir avec du protoxide, on se sert de lames de plomb très-minces, l'acide nitrique est décomposé, cède une partie de son oxigène au plomb, et il se forme du *sous-hypo-nitrite de plomb*; il se dégage du gaz deutoxide d'azote. On obtient le nitrate de plomb avec de la litharge et de l'acide nitrique étendu de trois ou quatre fois son poids d'eau.

686. *Hypo-nitrite de plomb neutre.* Il cristallise en octaèdres d'un jaune citron, très-solubles dans l'eau. Si on fait bouillir sa dissolution au contact de l'air, l'oxigène est absorbé et l'hypo-nitrite passe à l'état de sous-nitrate.

On l'obtient en versant dans une dissolution chaude de sous-hypo-nitrite au minimum d'oxide, assez d'acide sulfurique faible pour en précipiter la moitié de l'oxide à l'état de sulfate, et en filtrant la liqueur.

687. *Sous-hypo-nitrite de plomb.* On en connait deux variétés. *Première variété.* Elle contient moins d'oxide que la seconde, cristallise en lames feuilletées, jaunes, peu solubles dans l'eau, et ramène au bleu la couleur du tournesol rougie par les acides. La deuxième *variété* est plus chargée d'oxide que la précédente, moins soluble dans l'eau et d'une couleur de brique. (Chevreul.)

On obtient la première de ces variétés en faisant bouillir la dissolution de 100 parties de nitrate de plomb avec 62 parties de plomb réduit en lames très-minces. La deuxième variété se prépare de la même manière, excepté que l'on emploie plus de plomb.

688. *Arséniate de plomb.* On le trouve dans la nature; il est blanc et insoluble dans l'eau. *Préparation.* (*Voy.* § 202, 3e procédé.)

689. *Chromate de plomb* (plomb rouge). On n'a trouvé

ce sel que dans la Sibérie. Celui que l'on prépare dans les laboratoires est insoluble dans l'eau, d'une belle couleur jaune serin lorsqu'il est neutre, d'un beau jaune orangé quand il est à l'état de sous-chromate. On l'emploie pour peindre sur la toile et sur la porcelaine; il fait la base des couleurs jaunes que l'on applique sur les caisses des voitures.

690. *Molybdate de plomb.* On le rencontre en Carinthie, près de Freyberg en Saxe, en Hongrie, au Mexique; il cristallise en lames cubiques ou rhomboïdales, d'un jaune pâle; il est insoluble dans l'eau et n'a point d'usages.

Préparation. (*Voy.* § 202, 3e procédé.)

Du Cuivre.

Le cuivre se trouve, 1°. à l'état natif en France, mais principalement en Sibérie, en Suède, en Angleterre, en Saxe, en Hongrie; 2°. combiné avec l'oxigène; 3°. avec certains corps simples et avec le soufre; 4°. enfin à l'état de sel.

691. Le cuivre est un métal solide, d'une belle couleur rouge; quoique brillant, malléable et ductile, il ne possède ces propriétés qu'à un degré inférieur à celui des métaux les plus précieux. Doué d'une force de tenacité moindre que celle du fer, il est plus sonore que lui et que tous les autres métaux; sa pesanteur spécifique est de 8,895 lorsqu'il a été fondu.

Soumis à l'action du *calorique*, il fond à 27° du pyromètre de Wedgwood, et ne se volatilise pas; on ne l'a point encore obtenu bien cristallisé. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxigène*, il passe à l'état de deutoxide brun sans qu'il se dégage de la lumière; des phénomènes analogues ont lieu à la température ordinaire, pourvu que les gaz soient humides: ainsi le gaz oxigène ternit sa surface et l'oxide au bout d'un certain temps; l'air atmosphérique, non-seulement le change en oxide, mais le fait encore passer à l'état de carbonate verdâtre.

Le *phosphore* peut se combiner directement avec lui, et donner un phosphure d'un blanc grisâtre, brillant, fragile, très-dur, susceptible d'être transformé par l'air, ou par le gaz oxigène, en acide phosphorique et en sous-phosphate de cuivre, pourvu que la température soit assez élevée. Il est formé, d'après M. Dulong, de 100 parties de cuivre et de 25,23 de phosphore. Lorsqu'on chauffe ensemble le *soufre* et le cuivre, il y a dégagement de calorique et de lumière, et formation d'un sulfure solide, d'un gris de plomb, plus fusible que le cuivre; l'air atmosphérique ou le gaz oxigène transforment ce sulfure en acide sulfureux et en oxide de cuivre, à une température élevée; si la chaleur est moins forte, ils le font passer à l'état d'acide sulfureux et de sulfate de cuivre. On l'obtient comme il a été dit § 180. Il paraît formé d'un atome de cuivre, qui pèse 8, et d'un atome de soufre, dont le poids est 2: d'après M. Berzelius, la quantité de soufre serait 2,048. Il existe en Cornouailles, en Suède, en Saxe, en Sibérie, en Bohême, au Hartz, en Hongrie, etc.; on le désigne sous le nom de *pyrite* de cuivre; il contient toujours une plus ou moins grande quantité de sulfure de fer, et est employé à l'extraction du cuivre du commerce et à la préparation du sulfate de cuivre (couperose bleue).

Le composé d'*iode* et de cuivre est d'un blanc grisâtre et insoluble dans l'eau.

692. Chauffé avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe, rougit, et passe à l'état de *chlorure*. On connaît deux composés de ce genre. 1°. Le *per-chlorure*, que l'on prépare en dissolvant le cuivre dans l'eau régale bouillante et en évaporant la dissolution jusqu'à siccité, est solide, couleur d'écorce de cannelle, et susceptible de se transformer en hydro-chlorate vert soluble lorsqu'on l'humecte. 2°. Le *proto-chlorure* s'obtient en chauffant le précédent jusqu'à ce qu'il ne laisse plus dégager de chlore. Il est lamelleux, d'une couleur plus

foncée que celle du per-chlorure ; mis en contact avec l'eau il passe à l'état de *chlorure hydraté* (sous-hydro-chlorate de quelques chimistes), blanc, indécomposable par la chaleur, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide hydro-chlorique concentré. La lumière le fait passer rapidement au rouge et au brun. Lavé à plusieurs reprises avec de l'eau, il est décomposé et changé en protoxide de cuivre orangé et en acide hydro-chlorique (Chenevix). Il est décomposé par une dissolution de potasse : l'eau cède son oxigène au cuivre pour le transformer en protoxide orangé, tandis que l'hydrogène s'unit au chlore et donne de l'acide hydro-chlorique qui passe à l'état d'hydro-chlorate de potasse. On obtient facilement le *proto-chlorure de cuivre hydraté* en décomposant par l'eau l'hydro-chlorate acide de protoxide.

Le proto-chlorure de cuivre paraît formé d'un atome de cuivre et d'un atome de chlore, ou de 8 de cuivre et de 4,5 de chlore ; le per-chlorure contient 2 atomes de chlore, ou, ce qui revient au même, 8 de cuivre et 9 de chlore.

L'*azote*, l'*eau*, les acides *borique* et *carbonique* sont sans action sur le cuivre. L'*acide phosphorique* ne l'attaque qu'à la longue. L'acide *sulfurique* concentré, qui n'agit pas sur lui à froid, est, au contraire, rapidement décomposé à la chaleur de l'ébullition ; il y a dégagement de gaz acide sulfureux et formation de deutoxide de cuivre ; celui-ci se combine ensuite avec l'acide non-décomposé ; et forme du deuto-sulfate de cuivre anhydre. L'acide *sulfureux* n'exerce aucune action sur ce métal. Les acides *iodique* et *chlorique* ne nous paraissent pas avoir été mis en contact avec lui. L'acide *nitrique*, même étendu d'eau, l'attaque avec énergie à la température ordinaire, se décompose en partie et le fait passer à l'état de deutoxide qui se dissout dans la portion d'acide non décomposé ; il se dégage du gaz deutoxide d'azote (gaz nitreux). L'acide *nitreux* agit aussi avec beaucoup de force sur le cuivre.

L'acide *hydro-chlorique* liquide, qui n'agit pas sur lui à froid, l'oxide et le dissout à la chaleur de l'ébullition; d'où il suit que l'eau est décomposée, et qu'il se dégage du gaz hydrogène. Les acides *hydro-phtorique* et arsénique peuvent également se combiner avec lui après l'avoir oxidé.

Le cuivre peut s'allier avec plusieurs des métaux précédemment étudiés: nous allons parler des principaux de ces alliages. 1°. *Alliage de zinc et de cuivre*, connu sous les noms de *laiton*, de *cuivre jaune*, de *similor*, d'*or de Manheim*, d'*alliage du prince Robert*, etc. Il est formé de 20 à 40 parties de zinc, et de 80 à 60 parties de cuivre; il est plus fusible que ce dernier métal, et se transforme en oxide de cuivre et en oxide de zinc lorsqu'on le chauffe avec du gaz oxigène ou avec l'air; il produit même une belle flamme verte. On ne le trouve pas dans la nature; il est employé dans la préparation des chaudières, des poëlons, d'un très-grand nombre d'instrumens de physique, des épingles, des cordes d'instrumens, etc. 2°. *Alliage d'étain et de cuivre*. On le connaît sous le nom de *bronze* ou *métal de canons* lorsqu'il est formé de 10 ou 12 parties d'étain et de 90 à 88 de cuivre; on l'appelle *métal de cloches* quand il est composé de 22 parties d'étain et de 78 de cuivre; l'alliage qui constitue les timbres des horloges contient un peu plus d'étain et un peu moins de cuivre; enfin il porte le nom de *tam tam* lorsqu'il entre dans sa composition 80,427 parties de cuivre et 19,573 d'étain. Les miroirs de télescopes sont formés d'une partie d'étain et de 2 parties de cuivre. Les propriétés physiques de ces divers alliages varient un peu suivant les proportions de leurs élémens; leurs propriétés chimiques seront facilement déduites de celles des métaux qui entrent dans leur composition. Le métal des cloches a été employé, pendant la révolution, pour en extraire le cuivre: nous indiquerons, en parlant

de l'analyse, les moyens qui ont été employés pour y parvenir. *Cuivre étamé.* Nous ne devrions peut-être pas ranger le cuivre étamé parmi les alliages, car il n'est autre chose que du cuivre dont la surface, préalablement décapée ou désoxidée au moyen de l'hydro-chlorate d'ammoniaque (sel ammoniac), de la chaleur et du frottement, est recouverte d'une couche mince d'étain, simplement superposée, et qui a été appliquée au moyen de la fusion. 3°. *Alliage de* 10 *parties de cuivre et d'une partie d'arsenic.* Cet alliage, loin d'être cassant, est légèrement ductile; il est plus fusible que le cuivre, et paraît être employé à faire des cuillers et des vases. 4°. L'*alliage* formé de 25 parties d'antimoine et de 75 de cuivre est fragile, violet, susceptible d'être poli, et sans usages.

L'action de l'*ammoniaque* sur le cuivre métallique est remarquable. Que l'on place un peu de tournure de cuivre dans un flacon à l'émeri, que l'on remplit ensuite d'ammoniaque liquide, et que l'on bouche pour éviter le contact de l'air, le liquide qui surnage le cuivre reste incolore et conserve sa transparence; mais si on débouche le flacon au bout de quelques heures, et qu'on transvase l'ammoniaque, on s'aperçoit qu'elle devient bleue par le contact de l'air, ce qui ne peut avoir lieu sans qu'il y ait du cuivre en dissolution.

Le cuivre est employé pour faire un très-grand nombre d'ustensiles, pour doubler les vaisseaux; il entre dans la composition de toutes les monnaies, qu'il rend plus dures; on s'en sert pour faire le laiton, le bronze, la couperose bleue; il n'est point vénéneux lorsqu'il est pur. Nous ferons l'histoire de l'empoisonnement par les préparations cuivreuses à l'article *Acétate de cuivre.* (Voyez *Chimie végétale*, tom. II.)

Poids d'un atome de cuivre. Le protoxide de cuivre est formé de 100 parties de cuivre et de 12,5 d'oxigène; en le

supposant composé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome de cuivre pésera 8.

Extraction. On le grille comme nous l'avons dit en parlant de la préparation du soufre (pag. 123), et l'on obtient un mélange d'oxides de cuivre et de fer, et de sulfure non décomposé. On le chauffe fortement avec du charbon, qui s'empare de l'oxigène, en sorte que le produit, auquel on donne le nom de *matte*, est formé de cuivre, de fer et de soufre. On le grille jusqu'à douze fois de suite, pour le débarrasser du soufre; les oxides qui résultent du grillage sont fondus avec du charbon, de la silice ou du quartz; cette dernière substance facilite la fusion de l'oxide de fer, et empêche sa désoxidation; en sorte que l'on obtient, 1°. du cuivre noir, qui renferme 0,90 de cuivre, un peu de soufre et un peu de fer; 2° des scories formées de silice et d'oxide de fer; 3° une nouvelle matte que l'on grille de nouveau. On affine le cuivre noir en le faisant fondre dans un fourneau dont le sol est recouvert d'une brasque de charbon et d'argile; le soufre et le fer se combinent avec l'oxigène de l'air, que l'on dirige sur la masse au moyen de soufflets, et le cuivre se trouve affiné au bout de deux heures; on le fait couler dans des bassins chauds; on l'arrose avec un peu d'eau, et on le retire sous la forme de plaques qui constituent le cuivre *rosette*.

Si la mine ne contient pas beaucoup de sulfure, on la traite par l'eau après l'avoir grillée; par ce moyen, on dissout les sulfates de fer et de cuivre formés pendant le grillage; on met cette dissolution sur de la vieille ferraille, qui précipite tout le cuivre du sulfate (*voy.* pag. 608): on désigne alors ce métal sous le nom de *cuivre de cémentation*.

On traite les mines d'*oxide* et de *carbonate de cuivre* par le charbon, et l'on obtient le cuivre métallique.

Des Oxides de cuivre.

693. *Protoxide.* On le trouve en Angleterre, en Sibérie, dans les environs de Cologne; il est tantôt cristallisé, tantôt en masse ou en poudre; il est jaune orangé lorsqu'il est humide, et rougeâtre quand il a été fondu; il peut se combiner avec l'oxigène à l'aide de la chaleur, et se transformer en deutoxide; il a beaucoup moins de tendance à s'unir avec les acides que le deutoxide: en effet, il ne se combine guère qu'avec l'acide hydro-chlorique, dans lequel il se dissout à merveille. L'acide nitrique bouillant le change en peroxide. Il se dissout dans l'ammoniaque, et donne un liquide incolore qui passe au bleu aussitôt qu'il est en contact avec l'air. Il est formé, suivant M. Berzelius, de 100 parties de cuivre et de 12,5 d'oxigène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en décomposant le proto-chlorure de cuivre hydraté par une dissolution de potasse (*Voy.* pag. 601, § 692.)

694. *Deutoxide.* Il existe très-souvent dans la nature, combiné avec des acides. Il est d'une couleur bleue lorsqu'il est à l'état d'*hydrate*; mais si on en sépare l'eau par la dessiccation, il devient d'un brun noirâtre; il n'agit point sur le gaz oxigène; mais il s'empare de l'acide carbonique de l'air, et se transforme en deuto-carbonate de cuivre vert insoluble dans l'eau (vert-de-gris naturel); il se dissout à merveille dans l'ammoniaque, et donne un liquide d'une couleur bleu de ciel; il peut être entièrement décomposé par le charbon à une température élevée; il perd son oxigène, et le métal est mis à nu; il a la plus grande tendance à s'unir avec les acides. Il est formé, d'après les expériences de MM. Proust et Berzelius, de 100 parties de cuivre et de 25 parties d'oxigène, ou d'un atome de cuivre et de deux atomes d'oxigène. Ses propriétés vénéneuses ont

été mises hors de doute. On l'a employé autrefois en médecine, sous le nom d'*æs ustum*, pour guérir l'épilepsie; il est émétique et purgatif; mais il est généralement abandonné aujourd'hui. On l'obtient en calcinant jusqu'au rouge, dans une capsule de platine, du nitrate de deutoxide de cuivre pur.

Des Sels formés par le protoxide de cuivre.

695. *Hydro-chlorate acide de protoxide de cuivre.* Il est le produit de l'art; il est liquide, incolore, à moins qu'il ne soit très-concentré, susceptible de cristalliser en tétraèdres blancs; l'eau le décompose sur-le-champ lorsqu'il n'est pas très-étendu, s'empare de la majeure partie de l'acide et en précipite du *proto-chlorure* de cuivre hydraté blanc. Il doit être regardé comme un désoxigénant très-énergique, susceptible d'enlever l'oxigène à l'air, au per-sulfate de fer dissous dans l'alcool, à l'acide molybdique, à l'hydro-chlorate d'or, au proto-nitrate de mercure, etc.

Préparation. On triture 120 parties de cuivre très-divisé, séparé du sulfate par une lame de fer, avec 100 parties de deutoxide de cuivre; on fait chauffer le mélange avec de l'acide hydro-chlorique concentré, et l'on obtient un liquide brun qui est l'hydro-chlorate concentré : il est évident qu'une portion de l'oxigène du deutoxide s'est portée sur le cuivre, et que le tout a été transformé en protoxide.

Des Sels formés par le deutoxide de cuivre.

La couleur de ces sels est bleue ou verte; ils sont presque tous solubles dans l'eau ou dans l'eau acidulée. Leurs dissolutions sont décomposées et précipitées en bleu par la potasse, la soude ou l'ammoniaque; le deutoxide de

cuivre précipité se redissout dans un excès d'ammoniaque et donne un liquide bleu foncé ; si, au lieu de le traiter par un excès d'ammoniaque, on le met en contact, lorsqu'il est encore à l'état d'hydrate gélatineux, avec de la potasse caustique solide, il devient brun-noirâtre, parce qu'il cède l'eau qu'il contient à l'alcali. Ces dissolutions sont précipitées en noir par l'acide hydro-sulfurique ou les hydro-sulfates solubles (le dépôt est du sulfure de cuivre); en cramoisi ou brun-marron par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux (prussiate de potasse); en vert-pré par la dissolution de l'oxide blanc d'arsenic, et mieux encore par le *solutum* de cet oxide dans la potasse, connu sous le nom d'*arsénite de potasse*; le précipité, vert, composé d'oxide d'arsenic et de deutoxide de cuivre, devient d'un vert plus foncé par l'addition d'une certaine quantité de potasse.

Une lame de *fer*, plongée dans une de ces dissolutions, en précipite le cuivre à l'état métallique. *Théorie.* Le fer, doué d'une plus grande force d'affinité pour l'oxigène et pour l'acide que le cuivre, commence par précipiter une portion de ce métal, et il se forme un sel ferrugineux. L'action directe du fer sur la dissolution cesse bientôt après, parce qu'il est entouré de toute part d'une couche formée par le cuivre précipité; cependant la décomposition du sel de cuivre continue, ce qui semble ne pouvoir s'expliquer sans avoir recours au fluide électrique; et en effet, les deux métaux superposés, fer et cuivre, déjà précipités, peuvent être considérés comme un élément ou comme une des paires de disques de la pile; le cuivre s'électrise résineusement, le fer vitreusement, par cela seul qu'il y a contact de métaux de différente nature (*voyez* § 50); dès-lors l'eau de la dissolution doit être décomposée, car l'hydrogène est attiré par la lame de cuivre résineuse, tandis que l'oxigène l'est par la lame de fer vitrée; cet hydrogène, mis à nu, se porte alors sur l'oxide

de cuivre qui reste encore dans la dissolution, s'empare de son oxigène pour former de l'eau, et le cuivre, réduit, continue à se précipiter; l'oxigène provenant de la décomposition de l'eau, attiré au pole vitré par le fer, se combine avec ce métal et avec une portion d'acide, et contribue à la formation du sel ferrugineux.

696. *Borate de cuivre.* Il est d'un vert pâle clair, peu soluble dans l'eau, fusible en un verre rouge obscur.

Préparation. (*Voyez* § 205.)

697. *Carbonate de cuivre vert* (malachite). On le trouve en Sibérie, à Chessy près Lyon, etc.; il accompagne presque toutes les mines de cuivre; il est tantôt sous la forme de masses mamelonnées, tantôt sous la forme de fibres ou de houppes soyeuses, d'un vert pomme ou émeraude. Celui que l'on prépare dans les laboratoires est pulvérulent et d'une couleur verte très-belle; l'un et l'autre sont insolubles dans l'eau, et se décomposent par la chaleur en gaz acide carbonique et en deutoxide brun. On emploie le carbonate naturel, qui est susceptible de prendre un très-beau poli, pour faire des tables et plusieurs autres meubles qui sont d'un très-grand prix.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

698. *Carbonate de cuivre bleu* (cuivre azuré, azur de cuivre, bleu de montagne). On le rencontre, en très-petite quantité à la vérité, dans toutes les mines de cuivre; il colore les pierres d'Arménie, plusieurs terres qui portent le nom de *cendres bleues*, et les os fossiles appelés *turquoises*; quelquefois cependant celles-ci sont colorées par de la malachite. Il est composé, comme le précédent, d'acide carbonique, d'oxide de cuivre et d'eau.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

699. *Phosphate de cuivre.* Il est pulvérulent, d'un vert bleuâtre, insoluble dans l'eau; il brunit lorsqu'on le fait chauffer, et se décompose à une température très-élevée.

Préparation. (*Voyez* § 210.)

700. *Sur-sulfate de cuivre* (vitriol bleu, couperose bleue, vitriol de Chypre). On le trouve dans certaines eaux voisines des mines de sulfure de cuivre. Il cristallise en prismes irréguliers, à quatre ou à huit pans, d'un bleu foncé, transparens, doués d'une saveur acide et styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol, solubles dans 4 parties d'eau à la température de 15° th. cent., et dans 2 parties d'eau bouillante; il s'effleurit à l'air et se recouvre d'une poussière blanchâtre; lorsqu'on le chauffe, il fond dans son eau de cristallisation; mais celle-ci ne tarde pas à s'évaporer, et alors il devient opaque et blanc; chauffé plus fortement, il se décompose et donne le deutoxide brun. L'ammoniaque forme avec sa dissolution un sulfate double, d'une belle couleur bleue, susceptible de cristalliser. On emploie le vitriol bleu pour faire le vert de Schéele et les cendres bleues. On l'a administré, ainsi que le sulfate de cuivre ammoniacal, dans l'épilepsie, la danse de Saint-Guy, les névroses abdominales, l'hydropisie, etc.; ils ont été quelquefois utiles : on commence par en donner $\frac{1}{5}$ ou $\frac{2}{5}$ de grain avec de la mie de pain, du sucre et de l'eau, sous la forme de pilules, ou bien dissous dans une assez grande quantité de véhicule. Le sur-sulfate de cuivre a été employé dans ces derniers temps comme émétique dans l'empoisonnement par l'opium : nous ne croyons pas que le succès que l'on en a obtenu autorise à s'en servir de nouveau, car il est extrêmement vénéneux, même lorsqu'il est expulsé en grande partie par le vomissement.

Préparation. On peut l'obtenir en faisant bouillir le métal et l'acide concentré; mais on suit rarement ce procédé; ordinairement on commence par préparer du sulfure de cuivre en faisant rougir dans un fourneau des lames de cuivre préalablement mouillées et saupoudrées de soufre, en les plongeant dans l'eau froide, et en les remettant dans

le four avec une nouvelle quantité de soufre ; le sulfure obtenu absorbe l'oxigène de l'air et passe à l'état de deuto-sulfate soluble dans l'eau, susceptible de cristalliser par l'évaporation : tel est le procédé suivi en France. Il n'en est pas de même à Marienberg, où la mine exploitée contient de l'oxide d'étain, du sulfure de cuivre et du sulfure de fer : en effet, on grille la mine pour la transformer en sulfate de cuivre et en sulfate de fer solubles ; on traite le produit par l'eau et on obtient ces deux sels cristallisés ; on les fait dissoudre de nouveau, et on mêle le *solutum* avec un excès de deutoxide de cuivre qui ne tarde pas à précipiter l'oxide de fer. Quelquefois aussi on retire par l'évaporation le deuto-sulfate de cuivre qui se trouve naturellement dissous dans les eaux.

701. *Sulfate de cuivre.* Il cristallise en pyramides tétraèdres, séparées par des prismes quadrangulaires.

Sous-sulfate de cuivre. Il est vert, insoluble dans l'eau et insipide ; on le trouve dans la nature ; il n'a point d'usages.

702. *Chlorate de cuivre.* Il est solide, vert, difficile à faire cristalliser, déliquescent ; il fuse légèrement sur les charbons allumés, et produit une flamme verte. Un papier trempé dans sa dissolution concentrée s'enflamme lorsqu'on l'approche du feu : la lumière est d'un vert magnifique. (Vauquelin.)

Préparation. (*Voyez* § 224.)

703. *Nitrate de cuivre.* Il cristallise en parallélipipèdes allongés, bleus, doués d'une saveur âcre, métallique, légèrement déliquescens, fusibles dans leur eau de cristallisation. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme d'abord en sous-nitrate vert lamelleux, qui se décompose si on continue à le chauffer. Le nitrate de cuivre est plus soluble dans l'eau que le sur-sulfate : en effet, il suffit de verser de l'acide sulfurique à 66° dans une solu-

tion concentrée de ce nitrate pour former du sur-sulfate de cuivre, qui se dépose en partie sous la forme de cristaux. Le zinc décompose également cette dissolution et en précipite du cuivre et de l'oxide de cuivre, ce qui prouve qu'une partie de l'acide nitrique a été décomposée. (Vauquelin.) On l'emploie pour préparer les *cendres bleues*.

Préparation. 4e procédé. (*Voyez* § 202.)

704. *Sous-nitrate de cuivre.* Il est vert, insoluble dans l'eau, décomposable par l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide nitrique.

Cendres bleues. Les cendres bleues sont formées, d'après Pelletier, de deutoxide de cuivre, d'eau et de chaux; tandis que, suivant M. Philipps, elles consistent en 67,6 de deutoxide de cuivre, 24,1 d'acide carbonique, 5,9 d'eau et 2,4 d'impuretés.

Pour les obtenir, on mêle de la chaux pulvérisée avec un excès de dissolution faible de deuto-nitrate de cuivre, afin d'obtenir du nitrate de chaux soluble et du sous-nitrate de cuivre insoluble et d'une couleur verte; on lave le précipité à plusieurs reprises; on le laisse égoutter sur un linge; on le triture avec 7, 8 ou 10 centièmes de son poids de chaux, et on le fait sécher: le produit constitue les *cendres bleues* (Pelletier). Il est évident qu'en ajoutant de la chaux au sous-nitrate, on met à nu l'hydrate de deutoxide de cuivre, et que l'on forme en même temps du nitrate de chaux. On peut aussi préparer cette matière avec du sulfate de cuivre et de la potasse; mais, dans ce cas, sa couleur n'est pas très-vive.

On emploie les cendres bleues pour colorer les papiers en bleu; mais cette couleur a l'inconvénient de verdir à l'air à mesure que le deutoxide de cuivre absorbe l'acide carbonique et se transforme en carbonate.

705. *Hydro-chlorate de cuivre.* Il est cristallisé en parallélipipèdes rectangulaires, ou en aiguilles, d'une belle

couleur vert gazon, ou d'un bleu verdâtre si le sel est moins acide; il est déliquescent et se dissout parfaitement dans l'eau : le *solutum*, doué d'une saveur très-styptique, est bleu s'il contient beaucoup d'eau, et vert gazon s'il en renferme peu. Chauffé fortement dans une cornue, ce sel se décompose; il se dégage du chlore, et l'on obtient du chlorure de cuivre.

Préparation. 1er procédé. (*Voyez* § 202.)

706. *Sous-hydro-chlorate de cuivre.* Il existe dans la nature; on le trouve au Pérou, d'où il fut rapporté pour la première fois par Dolomieu, qui lui donna le nom de *sable vert du Pérou;* on se le procure facilement dans les laboratoires, en versant une certaine quantité de potasse dans l'hydro-chlorate. Il est pulvérulent, vert, insoluble dans l'eau, insipide et sans usages.

707. *Hydro-phtorate de cuivre.* Il cristallise, suivant Schéele, en cubes bleus et longs; il produit avec l'eau une dissolution gélatineuse.

708. *Arséniate de cuivre.* Il se trouve dans les mines de Huel-Gorland, dans celles de Cornouailles; il est cristallisé, ou sous la forme de fibres soyeuses et rayonnées; sa couleur est tantôt vert émeraude ou olive plus ou moins foncé, tantôt blanche, cendrée ou brune claire. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc-bleuâtre, insoluble dans l'eau, insipide et sans usages.

Préparation. 3e procédé. (*Voyez* § 202.)

709. *Combinaison d'oxide d'arsenic et de deutoxide de cuivre* (arsénite de cuivre, *vert de Schéele*). Il est le produit de l'art; on l'obtient sous la forme d'une poudre *verte*, insoluble dans l'eau, dont les nuances varient suivant la manière dont il a été préparé; il se décompose et répand une odeur *alliacée* lorsqu'on le met sur les charbons ardens. L'eau saturée d'acide *hydro-sulfurique* le change en sulfure d'arsenic jaune et en sulfure de cuivre noir, en

sorte que le mélange est d'un rouge brunâtre. On l'emploie pour colorer les papiers en vert et dans la peinture à l'huile.

Préparation. On fait dissoudre, à l'aide de la chaleur, 2 livres de sulfate de cuivre dans 17 pintes d'eau; on retire le vase du feu (ce vase ne doit pas être de fer), et on verse dans la dissolution, et par parties, l'arsénite de potasse provenant de l'ébullition de 2 livres de sous-carbonate de potasse, de 6 pintes d'eau pure et de 11 onces d'oxide d'arsenic; on agite le mélange, et l'arsénite de cuivre se précipite; après avoir décanté le sulfate de potasse qui le surnage, on le lave avec de l'eau chaude à deux ou trois reprises différentes; on le met sur une toile et on le fait sécher; on obtient par ce moyen une livre 6 onces et demie de vert de Schéele.

710. Le *molybdate de cuivre* est vert et insoluble dans l'eau, tandis que le *chromate* fait avec l'acide chromique et un sel de cuivre est rouge et ne se dissout pas dans l'eau.

Préparation. 3e procédé. (*Voyez* § 202.)

Des Métaux de la cinquième classe.

Ces métaux, au nombre de quatre, le nickel, le mercure, l'osmium et le *cadmium*, ne décomposent l'eau à aucune température lorsqu'ils agissent seuls sur ce liquide; ils n'absorbent le gaz oxigène qu'à un certain degré de chaleur, passé lequel ils abandonnent celui avec lequel ils étaient combinés.

Du Nickel.

711. Le nickel se trouve dans la nature allié avec d'autres métaux et avec un peu de soufre. Il est d'une couleur blanche argentine, très-malléable et susceptible de se tirer en fils très-fins; il est assez tenace; sa pesanteur spécifique est de 8,666 quand il a été forgé, et 8,279 lorsqu'il ne l'a

pas été. Il est plus magnétique que le cobalt, mais moins que le fer (1).

Soumis à l'action du *calorique*, il acquiert une couleur de bronze antique, et ne fond qu'avec la plus grande difficulté : cependant il est sensiblement volatil. S'il a le contact de l'*air* ou du gaz *oxigène* et que la température soit assez élevée, il passe à l'état de protoxide gris de cendre noirâtre ; il ne paraît point agir sur ces gaz à la température ordinaire. Le *phosphore* peut se combiner avec le nickel à l'aide de la chaleur, et donner un phosphure incolore, brillant, plus fusible que le métal, qui se transforme, par l'action de l'air ou du gaz oxigène, en acide phosphorique et en protoxide de nickel, si la température est assez élevée ; il paraît formé de 83 parties de métal et de 17 parties de phosphore. Chauffé avec le *soufre*, le nickel fournit un sulfure qui a la couleur de la pyrite ordinaire, et qui est composé, suivant M. Proust, de 100 parties de métal et de 46 à 48 parties de soufre ; cette combinaison a lieu avec dégagement de calorique et avec une sorte de déflagration remarquable. D'après M. E. Davy, il existe deux sulfures de nickel : le proto-sulfure serait formé de 66 parties de métal et de 34 de soufre, et le deuto-sulfure contiendrait 56,5 de nickel et 43,5 de soufre.

Chauffé avec du *chlore* gazeux, le nickel se transforme en chlorure couleur d'olive, tandis que celui que l'on obtient en chauffant l'hydro-chlorate de nickel est blanc : ces différences dépendent probablement des proportions de chlore qui les constituent. Le nickel n'éprouve aucune altération de la part de l'*eau*. L'acide *sulfurique* concentré et bouillant l'attaque à peine et n'en dissout qu'une très-

(1) Suivant M. Tupputi, qui a fait un travail intéressant sur le nickel, ce métal obtenu de l'oxide par le moyen du charbon, contient toujours une petite quantité de ce principe.

petite quantité; si l'acide est affaibli, l'eau est décomposée; il se dégage du gaz hydrogène, et le protoxide de nickel formé se dissout dans l'acide; l'acide *phosphorique* agit de la même manière. L'acide *borique* liquide ne l'attaque point; l'acide *nitrique* concentré ou faible l'oxide et le dissout à l'aide de la chaleur : il se dégage du gaz nitreux (gaz deutoxide d'azote). L'acide *hydro-chlorique* agit sur lui comme l'acide sulfurique faible. Il peut s'allier avec plusieurs métaux; uni au *fer*, il fournit un alliage très-ductile, avec lequel on a fait des fourchettes, des cuillers, des couteaux, etc. Il est sans usages.

Poids d'un atome de nickel. Si l'oxide de nickel est formé de 100 parties de métal et de 29,63 d'oxigène, et qu'il consiste en un atome d'oxigène, qui pèse 1, et en un atome de nickel, le poids de ce dernier atome sera de 3,375.

Extraction. On chauffe le protoxide de nickel dans un creuset, avec un peu de cire; il perd son oxigène et donne le métal. On peut aussi l'obtenir en le faisant chauffer avec de la poudre de charbon et du borax. Enfin, suivant M. Proust, on peut se procurer ce métal en exposant à une très-forte chaleur le protoxide seul.

Des Oxides de nickel.

712. *Protoxide de nickel.* Il est d'un gris de cendre noirâtre lorsqu'il ne contient pas d'eau; il n'a point de saveur; chauffé fortement, il se transforme en oxigène et en nickel (Proust); exposé à l'air, il verdit et se change en carbonate; mis en contact avec une dissolution de chlore, il passe à l'état de deutoxide noir, d'où il suit que l'eau a été décomposée. (Voyez *Fer, action du chlore sur le protoxide de fer.*) Il se dissout dans les acides minéraux et donne des sels au *minimum* d'oxigène. Il est insoluble dans la potasse ou la soude, et presqu'insoluble dans l'ammo-

niaque ; fondu avec le borax, il le colore en jaune hyacinthe. Combiné avec l'eau, il constitue l'*hydrate de protoxide de nickel*; cet hydrate est grenu, cristallin, d'une couleur verte, légèrement blanchâtre et presque insipide. Chauffé, il perd l'eau, se décompose, passe au gris, puis au vert obscur, et se trouve réduit à l'état métallique. Il est presque complètement soluble dans l'ammoniaque, et donne un liquide violacé s'il est en petite quantité, tandis qu'il est bleu de lavande et même bleu d'émail si l'alcali en est saturé. Exposé à l'air, ce *solutum* se trouble et laisse précipiter du carbonate d'ammoniaque et de nickel sous la forme de flocons verts. M. Thomson considère le protoxide de nickel comme un composé d'un atome de nickel et d'un atome d'oxigène, ou de 100 parties de métal et de 29,63 d'oxigène, résultat moyen des diverses analyses qui en ont été faites. On l'obtient en décomposant un sel de nickel par la potasse ou par la soude.

713. *Deutoxide de nickel.* Il est d'un violet pucc presque noir ; mis dans les acides sulfurique, nitrique ou hydro-chlorique, il perd une portion de son oxigène, et se dissout à l'état de protoxide : il est sans usages. Il paraît formé de 2 atomes de nickel et de 3 atomes d'oxigène. On peut l'obtenir en faisant passer du chlore gazeux à travers de l'eau mêlée de protoxide. (*Voyez* § 512, pag. 482, pour la théorie.)

Des Sels formés par le protoxide de nickel.

Les sels de nickel, privés d'eau, sont jaunes ou fauves ; ils sont verts lorsqu'ils sont combinés avec ce liquide. Ceux qui sont solubles dans l'eau ont une saveur d'abord sucrée et astringente, ensuite âcre et métallique. Ils sont précipités par la potasse ou par la soude ; l'hydrate vert, séparé, se dissout en petite quantité dans un excès d'al-

cali. L'*ammoniaque* les décompose, en précipite l'oxide hydraté, et le redissout si elle est employée en excès; le sel double résultant est bleu et ne cristallise point. On peut obtenir des sels doubles d'ammoniaque et de nickel avec moins d'ammoniaque; quelques-uns d'entre eux sont susceptibles de cristalliser; mais alors ils sont verts (Tupputi) (1). L'*hydro-cyanate* de potasse et de fer (prussiate) y forme un précipité blanc-jaunâtre, tirant insensiblement au vert. L'*infusum* alcoolique de *noix de galle* en sépare des flocons blanchâtres, solubles dans un excès de dissolution saline ou du réactif précipitant, mais qui reparaissent avec une couleur fauve foncée quand on sature la liqueur par un excès d'ammoniaque. Les *hydro-sulfates* précipitent les dissolutions de nickel en noir; le précipité est du sulfure de nickel; le gaz acide hydro-sulfurique ne les précipite qu'autant qu'elles sont peu acides, et surtout que l'affinité de l'oxide de nickel pour l'acide est faible. (*Voyez* le *Tableau des précipités formés par l'acide hydro-sulfurique*, à la fin de ce volume.)

714. *Borate de nickel.* Il est solide, d'un vert blanchâtre, presqu'insipide, insoluble dans l'eau; il en est de même du *phosphate.*

Préparation. (*Voy.* § 205 et 210.)

715. *Carbonate de nickel.* Il est solide, d'un vert pomme, peu sapide, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès de carbonate alcalin, susceptible de former avec l'ammoniaque un sel double, d'un vert légèrement blanchâtre, insoluble dans l'eau.

Préparation. (*Voyez* § 207.)

716. *Sulfate de nickel.* Il est solide, d'un vert d'émeraude, sapide, soluble dans 3 parties d'eau à 10°; il cris-

---

(1) L'oxalate, le citrate et le tartrate acide de nickel ne sont précipités par aucun de ces trois alcalis.

tallise en prismes simples rectangulaires, terminés par des pyramides droites à quatre faces inclinées de 126° sur les pans adjacens; il s'effleurit à l'air et blanchit.

Préparation. 1er et 2e procédés. (*Voy.* § 202.)

717. *Sulfate de nickel et de potasse.* Il est solide, d'un vert émeraude moins riche que le précédent, soluble dans 8 à 9 parties d'eau à 10°; il cristallise en rhomboïdes; il n'est pas efflorescent. (Proust.)

718. *Sulfate de nickel et d'ammoniaque.* Il est en prismes aplatis, à huit pans, terminés par des pyramides tétraèdres, d'un vert clair, solubles dans 4 parties d'eau à 10°. (Link.)

719. *Sulfate de nickel et de zinc.* Il est d'un vert très-léger, aussi soluble que le précédent; exposé à l'air il blanchit en s'effleurissant.

720. *Nitrate de nickel.* Il cristallise en prismes octogones, réguliers, d'un vert légèrement bleuâtre, solubles dans 2 parties d'eau à 10°; il est déliquescent dans un air humide, et efflorescent dans un air sec; chauffé, il se transforme en sous-nitrate olivâtre d'abord, puis en protoxide gris de cendre.

Préparation. On le prépare avec le *speiss,* alliage que l'on obtient au fond des creusets, lorsqu'on fait le verre de cobalt dans les fonderies de Zell en Saxe, et qui est formé, suivant M. Proust, de nickel, de cobalt, d'arsenic, de fer, de très-peu de cuivre, d'une certaine quantité de soufre, et quelquefois de bismuth. 1°. Après l'avoir réduit en poudre fine, on le *grille*, pour en séparer autant que possible l'arsenic qui se dégage à l'état d'oxide, et pour oxider les métaux qui le constituent. 2°. On fait dissoudre le résidu de la calcination dans l'acide *nitrique*, et on fait évaporer la dissolution pour séparer l'oxide d'arsenic qui n'avait pas été volatilisé, et qui se précipite: l'acide nitrique, dans cette expérience, cède une partie de son oxigène à une autre portion d'oxide d'arsenic, qu'il transforme en acide

arsénique; par conséquent la dissolution se trouve contenir des arséniates de nickel, de cobalt, de fer, etc. 3°. On fait passer dans cette dissolution, suffisamment acide, autant de courans qu'il en faut d'acide *hydro-sulfurique* pour décomposer tous les arséniates et en précipiter l'arsenic et le cuivre à l'état de sulfure (1). 4°. On chauffe la dissolution qui contient des nitrates de nickel, de cobalt et de fer, une portion d'acide sulfurique formée aux dépens du soufre de la mine, et de l'oxigène de l'acide nitrique, plus un excès d'acide hydro-sulfurique : ce dernier se dégage par l'action de la chaleur. 5°. On verse dans la dissolution une assez grande quantité de carbonate de soude pour précipiter le nickel, le cobalt et le fer à l'état de carbonates; on décante la liqueur et on lave les carbonates précipités. 6°. On traite ces carbonates par un excès d'acide oxalique qui les décompose et forme avec l'oxide de fer un oxalate soluble, et avec les oxides de nickel et de cobalt des oxalates insolubles; on décante la liqueur, on lave le précipité et on filtre pour avoir sur le filtre les deux oxalates insolubles. 7°. On dissout ces oxalates dans un excès d'ammoniaque liquide concentrée; on filtre et on verse la dissolution dans une capsule exposée à l'air; à mesure que l'ammoniaque s'évapore, l'oxalate de nickel et d'ammoniaque, qui est insoluble dans l'eau, se dépose, tandis que l'oxalate de cobalt et d'ammoniaque reste en dissolution dans le liquide; on décante et on lave le dépôt d'oxalate de nickel et d'ammoniaque; on le chauffe pour décomposer l'acide oxalique, et pour volatiliser l'ammoniaque. Il ne reste que de l'oxide de *nickel pur*. Ce

(1) L'acide hydro-sulfurique se décompose dans cette expérience; son hydrogène se combine avec l'oxigène de l'acide arsénique, tandis que le soufre s'unit avec l'arsenic et le précipite à l'état de sulfure.

procédé, infiniment supérieur aux autres, appartient à M. le professeur Laugier.

721. *Nitrate de nickel et d'ammoniaque.* Il cristallise en prismes octogones, d'un très-joli vert, solubles dans 3 parties d'eau à 10°. (Thenard.)

722. *Hydro-chlorate de nickel.* Il est en cristaux confus qui paraissent des prismes carrés; il se comporte à l'air comme le nitrate; il est soluble dans 2 parties d'eau à 10°.

Préparation. (*Voy.* § 202, 1er procédé.)

723. *Arséniate de nickel.* Il est solide, d'un vert pomme, en flocons ou en grains cristallins, insolubles dans l'eau.

724. *Chromate de nickel.* Il est incristallisable, d'un rouge fauve lorsqu'il est concentré, jaune s'il est affaibli; il est très-déliquescent.

Aucun de ces sels n'est employé; ce que nous venons d'en dire est extrait du mémoire de M. Tupputi.

Du Mercure (argent vif).

Le mercure se trouve, 1°. à l'état natif dans presque toutes les mines de mercure, mais principalement dans celle du sulfure; 2°. combiné avec le soufre, l'argent; 3°. avec le chlore (muriate de mercure).

725. Le mercure est un métal liquide, brillant, et d'un blanc tirant légèrement sur le bleu; sa pesanteur spécifique est de 13,568.

Si, après l'avoir introduit dans une cornue de grès ou de fonte, dont le col est entouré d'un nouet de linge qui plonge dans l'eau, on le chauffe graduellement, il entre en ébullition à la température de 350° thermomètre centigrade, se volatilise et vient se condenser dans le récipient. Si, au lieu de le chauffer, on l'entoure d'un mélange fri-

gorifique fait avec 2 parties de chlorure de calcium (muriate de chaux) et une partie de neige, il se congèle et cristallise en octaèdres si la température est à 40° — 0 thermomètre centigrade; ainsi solidifié, il est malléable, et ne saurait être appliqué sur la peau sans y déterminer une sensation pénible analogue à celle de la brûlure. Le gaz *oxigène* et l'*air* atmosphérique, qui n'exercent aucune action sur le mercure à froid, le transforment en deutoxide rouge à un degré de chaleur voisin de celui auquel il entre en ébullition. L'hydrogène, le bore et le carbone n'agissent point sur lui. L'existence d'un *phosphure* de mercure est douteuse, d'après les observations de M. Thomson.

Le *soufre*, trituré ou chauffé avec du mercure, peut se combiner avec lui, et donner naissance à un produit noir formé, d'après les expériences récentes de M. Guibourt, de sulfure de mercure rouge (cinnabre) et de mercure métallique; en sorte que cette masse noire n'est pas un sulfure particulier comme on l'avait cru: on l'appelait autrefois *éthiops de mercure*; on ne l'emploie plus en médecine. Elle paraît formée de 100 parties de mercure et de 8,2 de soufre, ou d'un atome de chacun de ces corps.

Le sulfure rouge de mercure (cinnabre) retiré de cette masse, ou préparé par d'autres moyens, paraît violet lorsqu'il est en fragmens; il est, au contraire, d'un beau rouge quand il est pulvérisé, et porte le nom de *vermillon*. Il est susceptible d'être sublimé en aiguilles cristallines lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge brun; il serait décomposé si on le soumettait à une chaleur plus forte, et il en résulterait de la vapeur mercurielle qui produirait une forte détonnation. Le fer et plusieurs autres métaux lui enlèvent le soufre à l'aide de la chaleur, et le mercure se volatilise. Il n'éprouve aucune altération de la part de l'air ni du gaz oxigène à froid; mais si on élève la température, il se transforme en acide sulfureux et en mercure. Il est formé

de 100 parties de mercure et de 16 de soufre, ou d'un atome de mercure et de 2 atomes de soufre. On le trouve en France, à Idria en Carniole, à Almaden en Espagne, près de Schemnitz en Hongrie, en Chine, au Pérou et dans quelques autres parties de l'Amérique. Il est employé en peinture et pour obtenir le mercure. On s'en est servi en médecine, sous la forme de fumigations, pour guérir les cancers anciens, les dartres vénériennes, les douleurs ostéocopes et les rhagades invétérées; il est encore employé aujourd'hui par quelques médecins étrangers.

Préparation. On fait fondre le soufre dans un creuset ou dans une bassine de fonte; on y ajoute 3 ou 4 parties de mercure que l'on fait passer à travers une peau de chamois, ce qui forme une pluie mercurielle extrêmement fine, et l'on obtient une masse noirâtre appelée *éthiops de mercure*, et qui avait été regardée jusque dans ces derniers temps comme un sulfure particulier. On fait chauffer cette masse dans un matras de verre à long col, luté extérieurement; le cinnabre se sublime sous la forme de belles aiguilles violettes, tandis que l'excès de soufre se dégage. On peut aussi préparer une certaine quantité de ce sulfure en agitant pendant long-temps du mercure métallique avec une dissolution d'hydro-sulfate sulfuré: en effet, le soufre en excès se porte sur le métal, le noircit d'abord, et ne tarde pas à le faire passer au violet; on parvient, par ce moyen, à décolorer l'hydro-sulfate sulfuré, et à le transformer en hydro-sulfate simple.

726. L'*iode* peut être combiné avec le mercure en deux proportions: le *sous-iodure* est jaune-verdâtre; l'iodure est rouge-orangé; tous les deux sont fusibles et volatils. Le *chlore* gazeux se combine avec ce métal, même à la température ordinaire; si on chauffe le mélange, il se produit une flamme d'un rouge pâle, et le mercure passe à l'état de chlorure. On connaît deux combinaisons de ce genre.

Du Proto-chlorure de mercure (calomélas).

727. Le *proto-chlorure* de mercure, appelé aussi *mercure doux, panacée mercurielle, précipité blanc*, est solide, blanc, insipide, insoluble dans l'eau; exposé à l'action du calorique, il se volatilise, et fournit des cristaux qui sont des prismes tétraèdres terminés par des pyramides à quatre faces; il jaunit, et finit même par noircir lorsqu'il est exposé pendant long-temps à la lumière; il n'éprouve du reste aucune altération à l'air; le *phosphore* lui enlève le chlore à l'aide de la chaleur, passe à l'état de proto-chlorure de phosphore très-volatil (*voyez* § 81), et le mercure est mis à nu. Le chlore le dissout lorsqu'il est récemment fait, et le change en deuto-chlorure (sublimé corrosif). Mêlé avec du charbon et la quantité d'eau nécessaire pour faire une pâte, il est décomposé si on le chauffe, et l'on obtient du *mercure* métallique, du gaz acide hydro-chlorique, du gaz acide carbonique et un peu de gaz oxigène. Dans cette expérience, l'eau est également décomposée; l'hydrogène s'unit au chlore, tandis que l'oxigène se combine en partie avec le charbon. Chauffé avec de la potasse solide, il fournit du mercure et du gaz oxigène qui se volatilisent, et du chlorure de potassium fixe; d'où il suit qu'il est décomposé ainsi que la potasse; le chlore s'unit au potassium de celle-ci, tandis que le mercure mis à nu et le gaz oxigène provenant de la potasse décomposée se dégagent.

Le proto-chlorure de mercure est employé en médecine, 1°. comme un excellent fondant, dans le carreau, les diverses maladies scrophuleuses, les engorgemens du foie, de la rate, etc.; 2°. comme purgatif; 3°. comme anti-vermineux; on s'en est souvent servi pour prévenir ou pour combattre la diathèse vermineuse dans les petites-véroles épidémiques; 4°. comme anti-syphilitique. Clare a con-

seillé, pour guérir la vérole, de frictionner légèrement, matin et soir, l'intérieur des joues, les lèvres et les gencives avec ce médicament. On l'administre aux adultes depuis 2 jusqu'à 8 et 12 grains, suivant l'indication que l'on veut remplir; on le donne aux enfans depuis $\frac{1}{4}$ de grain jusqu'à 1 ou 2 grains, suivant l'âge ou l'affection; on l'associe ordinairement à des extraits. Il paraît formé de 100 parties de mercure et de 18 de chlore, ou d'un atome de chacun de ces corps.

Préparation. On l'obtient, 1°. en versant dans une dissolution de nitrate de protoxide de mercure de l'hydrochlorate de soude dissous, et en lavant le dépôt dans une grande quantité d'eau. Ce dépôt, qui est le proto-chlorure, portait autrefois le nom de *précipité blanc*; la théorie de sa formation est la même que celle qui a été exposée page 299, en parlant de l'action du nitrate d'argent sur les hydro-chlorates. 2°. En faisant chauffer du sel commun avec du sulfate de protoxide de mercure dans le même appareil que celui qui sert à préparer le sublimé corrosif: le proto-chlorure sublimé doit être lavé à grande eau pour le débarrasser du sublimé corrosif qu'il contient presque toujours. 3°. En triturant parties égales de sublimé corrosif légèrement humecté, et de mercure métallique, et en sublimant le mélange dans un matras à fond plat: le chlore, dans cette circonstance, se partage entre le mercure du sublimé et le métal ajouté. De tous ces procédés, le second nous paraît le plus économique. La *panacée mercurielle* est le proto-chlorure de mercure sublimé cinq ou six fois.

Du Deuto-chlorure (sublimé corrosif).

728. Le deuto-chlorure est un produit de l'art; il est le plus ordinairement sous la forme de masses blanches, compactes, demi-transparentes sur leurs bords, hémisphé-

riques et concaves; la paroi externe de ces masses est polie et luisante; l'interne est inégale, hérissée de petits cristaux brillans, tellement comprimés qu'on ne peut en distinguer les faces; il est tantôt sous la forme de faisceaux aiguillés, de cubes ou de prismes quadrangulaires; il a une saveur extrêmement âcre et caustique; sa pesanteur spécifique est de 5,1398. Il se volatilise plus facilement que le précédent, et répand une fumée blanche, épaisse, d'une odeur piquante, nullement alliacée, susceptible de ternir une lame de cuivre parfaitement décapée. Si l'on frotte la partie de cette lame où la couche de deuto-chlorure est appliquée, elle acquiert la couleur blanche, brillante, argentine qui caractérise le mercure; d'où il suit que le cuivre s'empare du chlore et met le métal à nu. Exposé à l'air, le deuto-chlorure perd un peu de sa transparence, et devient opaque et pulvérulent à sa surface. Le phosphore, le charbon et la potasse agissent sur lui comme sur le proto-chlorure.

Chauffé avec le quart de son poids d'*antimoine* métallique, il est décomposé, et il en résulte du mercure volatil et du chlorure d'antimoine (beurre d'antimoine) beaucoup plus volatil encore. Mêlé avec le tiers de son poids d'*étain* pulvérisé, et exposé à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, on obtient, 1°. plus du cinquième du poids du mélange de deuto-chlorure d'étain très-volatil (liqueur fumante de Libavius); 2°. du proto-chlorure d'étain beaucoup moins volatil qui reste dans la cornue; 3°. un amalgame de mercure et d'étain; d'où il suit que l'étain à cette température a plus d'affinité pour le chlore que le mercure. Le deuto-chlorure de mercure (sublimé corrosif) se dissout dans 11 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante. (Henry et Chaussier). Il paraît formé de 100 parties de mercure et de 36 parties de chlore, ou d'un atome de métal et de 2 atomes de chlore.

Préparation. On introduit dans des matras de verre vert,

à fond plat, d'environ trois litres de capacité, un mélange pulvérulent de 4 parties d'hydro-chlorate de soude (sel commun), d'une partie de peroxide de manganèse, et de tout le deuto-sulfate de mercure obtenu en faisant bouillir 5 parties d'acide sulfurique concentré sur 4 parties de mercure (1). On met ces matras dans un bain de sable, de manière à ce qu'ils soient entourés jusqu'à la naissance de leur col; on place sur leurs extrémités ouvertes un petit pot renversé et on le chauffe graduellement: 15 ou 18 heures après, l'opération est terminée; le sublimé corrosif se trouve attaché aux parois des matras, et il reste au fond du sulfate de soude mêlé d'oxide de manganèse moins oxidé que celui que l'on a employé; on fait rougir légèrement le fond du bain de sable pour donner au sublimé plus de densité et pour lui faire éprouver un commencement de fusion; on casse le matras et on retire les produits

Théorie. Nous pouvons représenter l'hydro-chlorate de soude par :

	(Hydrogène + chlore) + soude.		
Le sel mercuriel par.....	(Oxigène	+ mercure) + acide sulfurique.	
Et le protoxide de manganèse par.....	Oxigène		+ mang^e. peu oxidé.
	Eau.	Deuto-chlorure de merc.	Sulfate de soude + mang^e. peu oxidé.

Les deux sels et le peroxide de manganèse sont décomposés; l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique se combine avec l'oxigène de l'oxide de mercure et avec une portion de celui que renferme le peroxide de manganèse

(1) Ordinairement on cesse l'ébullition lorsque les 9 parties d'acide et de métal son réduites à 5.

pour former de l'eau ; le chlore s'unit au mercure, tandis que la soude s'empare de l'acide sulfurique du sulfate de mercure. On obtient aussi presque toujours une petite quantité de proto-chlorure de mercure (calomélas) ; mais il est moins volatil que le deuto-chlorure, au-dessous duquel il se trouve.

Le sublimé corrosif est employé pour conserver les matières animales. (*Voy.* tom. II, art. *Putréfaction.*) Il est souvent administré comme anti-vénérien ; on le donne dissous dans l'eau distillée, dans l'alcool, ou dans quelque sirop sudorifique, combiné avec du lait, des tisanes ou des extraits : en général, la dose pour les adultes est d'un demi-grain par jour en deux prises, matin et soir ; on augmente graduellement la quantité jusqu'à ce que le malade en prenne un grain, si toutefois l'on n'observe aucun symptôme fâcheux qui en commande la suspension ; ces doses doivent être étendues dans un verre de véhicule ; le plus ordinairement 12 à 15 grains suffisent pour faire dissiper tous les accidens et compléter le traitement ; il est cependant des cas où, pour obtenir du succès, il faut en administrer beaucoup plus. *Cirillo* a proposé d'incorporer le sublimé corrosif dans de l'axonge pour en faire une espèce d'onguent que l'on applique à la plante des pieds ; ce moyen a été quelquefois employé avec succès. On fait usage de l'*eau phagédénique* pour toucher les chancres et les ulcères vénériens. Quelques médecins ont employé le sublimé corrosif dans les maladies écrouelleuses, cutanées, etc. ; mais on en fait rarement usage dans ces sortes d'affections.

729. L'*azote* est sans action sur le mercure. Lorsqu'on agite pendant long-temps ce métal avec de l'*eau* privée d'air, ses molécules s'atténuent prodigieusement et finissent par devenir noires ; l'eau n'est pas décomposée et le mercure ne se trouve pas oxidé ; l'action qu'exerce l'eau sur ce

métal à une température de 100° thermomètre centigrade est assez remarquable et peu connue ; l'eau acquiert des propriétés vermifuges ; le mercure absorbe $\frac{1}{500}$ de son poids d'humidité, et le poids du métal n'augmente pas.

Les acides *borique*, *carbonique* et *phosphorique* n'agissent pas sur le mercure. L'acide *sulfurique* concentré, qui n'exerce aucune action sur lui à froid, l'attaque à l'aide de la chaleur, lui cède une portion de son oxigène, passe à l'état de gaz acide sulfureux, et s'il est employé en assez grande quantité, le transforme en deutoxide qui se combine avec l'acide non décomposé, en sorte que la masse blanche que l'on obtient est composée d'une plus ou moins grande quantité d'acide sulfurique et de deutoxide de mercure. Si l'acide sulfurique est étendu de son poids d'eau, il se dégage peu d'acide sulfureux et il se forme du proto-sulfate. L'acide *nitrique* concentré agit rapidement à froid sur ce métal, se décompose en partie et le transforme en deutoxide qui se dissout dans l'acide nitrique non décomposé ; le gaz nitreux (deutoxide d'azote) provenant de la portion d'acide décomposée reste pendant quelque temps en dissolution dans la liqueur et la colore en vert ; mais bientôt après la température s'élève, le gaz se dégage, répand des vapeurs orangées et la dissolution se décolore. Si l'acide nitrique est étendu de quatre ou cinq parties d'eau et que le mercure soit en excès, celui-ci ne passe qu'à l'état de protoxide, et il ne se forme que du proto-nitrate si l'on fait bouillir la liqueur pendant une demi-heure. L'acide *nitreux* attaque aussi ce métal, l'oxide et le transforme en hypo-nitrite. Les acides *hydro-chlorique* et *hydrophlorique* n'ont point d'action sur le mercure Plusieurs des *métaux* précédemment étudiés peuvent se combiner avec lui, et donner des alliages que l'on connaît sous le nom d'*amalgames*.

Amalgames de potassium et *de sodium*. Ils sont solides

ou liquides, suivant la quantité de mercure qui entre dans leur composition. Lorsqu'on met un de ces amalgames fluides dans de l'ammoniaque liquide très-concentrée, il quintuple ou sextuple de volume, acquiert la consistance du beurre et conserve le brillant métallique; il ne se dégage aucun gaz. Ce produit, appelé par MM. Thenard et Gay-Lussac *hydrure ammoniacal de mercure et de potassium* ou de *sodium*, a été découvert par M. Davy; il paraît formé d'hydrogène, d'ammoniaque, de mercure et de potassium. *Théorie de sa formation.* L'eau de l'ammoniaque est décomposée; son oxigène s'unit avec une portion de potassium qu'il transforme en deutoxide soluble, tandis que l'hydrogène se porte sur le mercure, sur l'ammoniaque et sur l'autre portion de potassium. Si, au lieu de mettre l'amalgame de mercure et de potassium ou de sodium dans l'ammoniaque liquide, on le place dans la cavité d'un petit creuset d'hydro-chlorate d'ammoniaque légèrement humecté, il y a la même augmentation de volume, formation de l'hydrure ammoniacal et de l'hydro-chlorate de potasse. *Théorie.* L'eau qui a servi à humecter le creuset est décomposée; son oxigène forme, avec une portion de potassium du deutoxide, qui s'empare de l'acide hydro-chlorique, de l'hydro-chlorate, tandis que l'hydrogène se combine avec le mercure, l'ammoniaque et l'autre portion de potassium pour donner naissance à ce produit. *Propriétés de cet hydrure.* L'eau est en partie décomposée par lui; son oxigène se porte sur le potassium, qu'il transforme en deutoxide, tandis que son hydrogène et celui qui entre dans la composition de l'hydrure se dégagent; le mercure se précipite; l'ammoniaque et le deutoxide de potassium restent dissous dans le liquide non décomposé. Tous les corps qui agissent sur le potassium le décomposent également.

M. Séebeck était parvenu, avant M. Davy, à former un

hydrure d'ammoniaque et de mercure par le procédé suivant : on met du *mercure* dans la cavité humectée du creuset d'hydro-chlorate d'ammoniaque ; ce creuset est placé sur une plaque métallique qui communique avec le pole vitré ou positif de la pile, tandis que le fil résineux ou négatif se rend dans le mercure ; l'eau et l'acide hydrochlorique sont décomposés par le fluide électrique ; leur hydrogène, attiré par le pole résineux, s'unit au mercure et à l'ammoniaque pour former l'hydrure, tandis que le chlore de l'acide et l'oxigène de l'eau se portent au pole positif. Ces hydrures ne sont d'aucun usage.

Amalgame de trois parties de mercure et d'une partie d'étain. Il est mou et cristallisé ; il est liquide s'il est formé par dix parties de mercure ; on l'emploie pour étamer les glaces : cette opération consiste à verser du mercure sur une lame d'étain étendue horizontalement, à appliquer la glace dessus, et à la charger de poids afin de la faire adhérer à l'amalgame qui se forme aussitôt que le contact des deux métaux a lieu. *Amalgame de quatre parties de mercure et d'une partie de bismuth.* On s'en sert pour étamer la surface interne des globes de verre : après avoir chauffé ces globes pour les sécher, on y verse l'amalgame fondu, et on l'agite pour le disséminer sur toute la surface, à laquelle il ne tarde pas à adhérer fortement.

On emploie le mercure pour construire des thermomètres, des baromètres, des cuves hydrargyro-pneumatiques à l'aide desquelles on recueille les gaz solubles dans l'eau, pour faire les diverses préparations mercurielles, les amalgames, etc., et pour exploiter les mines d'or et d'argent. On s'est quelquefois servi avec succès du mercure dans la constipation rebelle et le volvulus qui n'est pas accompagné d'*inflammation :* dans ces cas il force les obstacles et développe par son poids les intestins ; plusieurs praticiens ont employé comme vermifuge l'eau dans laquelle le mer-

cure avait bouilli. Enfin ce métal, dans un grand état de division, fait la base de l'onguent gris, de l'onguent napolitain, si souvent employés en frictions. Nous pensons que le mercure métallique très-divisé par le calorique, par de l'eau, par des sucs animaux, des graisses, etc., est absorbé, et doit être regardé comme un poison. (*Voyez* notre *Toxicologie*, t. 1, 2e édit.)

Poids d'un atome de mercure. Le protoxide de mercure est formé de 100 parties de métal et de 4 d'oxigène; en le supposant composé d'un atome de chacun de ces corps, le poids d'un atome de mercure sera 25.

Extraction. — Exploitation du sulfure. 1°. On introduit la mine triée, broyée et mêlée avec de la chaux éteinte, dans des cornues de fonte auxquelles on adapte des récipiens contenant une certaine quantité d'eau; on chauffe; le mercure se volatilise, vient se condenser dans les récipiens, et il reste dans la cornue du sulfure de chaux; d'où il suit que le cinnabre a été décomposé. Ce procédé est pratiqué dans le département du Mont-Tonnerre. 2°. A Almaden et à Idria, on chauffe la mine triée, broyée et pétrie avec de l'argile; le soufre s'empare de l'oxigène de l'air, passe à l'état d'acide sulfureux; le mercure mis à nu se volatilise, et va se condenser, en traversant une série d'aludels, dans un bâtiment qui tient lieu de récipient.

Des Oxides de mercure.

On ne connaît que deux oxides de mercure.

730. *Protoxide.* Il est le produit de l'art, et il n'existe que dans les sels de mercure au *minimum*; on ne peut pas l'obtenir isolé, car lorsqu'on cherche à le séparer du protonitrate par la potasse, on obtient un précipité d'un noir jaunâtre que l'on a décrit jusqu'à présent sous le nom de *protoxide*, et qui est formé, d'après le travail récent de

M. Guibourt, de deutoxide et de mercure métallique très-divisé : en effet, ce précipité noirâtre, comprimé entre deux corps durs, présente de petits globules mercuriels visibles à l'œil; il se transforme en mercure et en deutoxide lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge obscur; traité par l'acide hydro-chlorique, il donne du deuto-hydrochlorate de mercure et du proto-chlorure (calomélas). On voit donc qu'au moment où l'on cherche à séparer par la potasse le protoxide du proto-nitrate, ce protoxide se décompose; l'oxigène d'une portion se porte sur une autre partie de protoxide, et il en résulte du deutoxide et du mercure métallique très-divisé, noirâtre. Il est formé de 100 parties de mercure et de 4 parties d'oxigène, ou d'un atome de chacun de ces corps.

Préparation. Il ne peut pas être obtenu, d'après les expériences de M. Guibourt. La poudre noire que l'on sépare en décomposant un proto-sel de mercure par la potasse, est un mélange de deutoxide et de mercure très-divisé.

731. *Deutoxide de mercure* (précipité rouge, précipité *per se*). On ne le trouve pas dans la nature; il est jaune-serin lorsqu'il contient de l'eau, jaune-orangé lorsqu'il provient de la calcination du nitrate de mercure bien broyé, orange foncé si le nitrate qui l'a fourni était en cristaux volumineux, et rouge-orangé si le nitrate était en petits grains cristallins. (M. Gay-Lussac.) Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se transforme, au-dessus du rouge-brun, en gaz oxigène et en mercure; il est également décomposé par la lumière; trituré avec du mercure, il fournit une poudre brune que l'on a cru être du protoxide, et qui n'est autre chose qu'un mélange de deutoxide et de mercure très-divisé; il se dissout dans l'eau, et lui communique une forte saveur métallique, la propriété de verdir le sirop de violette et de brunir par l'addition de l'acide hydro-sulfurique. L'ammoniaque décompose éga-

lement cette dissolution aqueuse, et produit un précipité formé de deutoxide et d'ammoniaque, décomposable par la chaleur. Le deutoxide de mercure est décomposé, à l'aide d'une douce chaleur, par la plupart des corps avides d'oxigène. Il est employé en médecine comme escarrotique, surtout dans les maladies vénériennes ; à l'état pulvérulent il sert à tuer les poux et les morpions; mêlé avec de la graisse, il constitue un onguent dont on fait quelquefois usage dans les maladies syphilitiques. En général, l'application extérieure de cet oxide peut être suivie de symptômes funestes, et on ne doit le prescrire qu'à la dose de quelques grains. Il est formé de 100 parties de métal et de 8 parties d'oxigène, ou d'un atome de mercure et de deux atomes d'oxigène. On le prépare, 1°. en décomposant dans une fiole, à une chaleur voisine du rouge-brun, du nitrate de mercure : on l'appelle, dans ce cas, *précipité rouge :* si l'on chauffait trop fortement, on le transformerait en oxigène et en mercure ; 2°. en versant de la potasse, de la soude ou de la chaux dans une dissolution d'un deuto-sel de mercure ; 3°. en chauffant pendant dix, douze ou quinze jours le mercure avec le contact de l'air, et de manière à le faire entrer presque en ébullition. On donnait autrefois à l'oxide préparé par ce moyen le nom de *précipité per se*, et celui d'*enfer de Boyle* au matras qui renfermait le métal.

Des Sels formés par le protoxide de mercure.

Les sels formés par cet oxide sont décomposés et précipités en noir par les alcalis, tels que la potasse, la soude, l'ammoniaque, etc. ; le dépôt, comme nous venons de le voir, est un mélange de mercure métallique divisé et de deutoxide ; l'acide chromique et les chromates les transforment en chromate de mercure orangé-rougeâtre, insoluble dans l'eau ; l'acide hydro-chlorique les

fait passer à l'état de proto-chlorure blanc (calomélas); d'où il suit que l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxigène du protoxide pour former de l'eau, tandis que le mercure mis à nu s'unit au chlore. Ces caractères suffisent pour distinguer ces sels de ceux qui sont formés par le deutoxide.

732. *Proto-sulfate de mercure.* Il est blanc, pulvérulent, presque insipide, soluble dans 500 parties d'eau froide et dans 287 parties d'eau bouillante; indécomposable par ce liquide, susceptible de fournir, par une évaporation convenable, de petits cristaux prismatiques; il est inaltérable à l'air; il noircit par son exposition à la lumière. Il peut se combiner avec de l'acide sulfurique et former du *proto-sulfate très-acide;* si on lui enlève, au contraire, un peu d'acide au moyen d'un alcali, il passe à l'état de sous-proto-sulfate.

Préparation. On l'obtient par le 3e ou par le 4e procédé. (*Voyez* § 202.)

733. *Proto-nitrate de mercure.* Il cristallise en prismes blancs, doués d'une saveur âcre, styptique, rougissant l'*infusum* de tournesol; il est décomposé par l'eau et transformé en *proto-nitrate très-acide,* soluble, incolore, appelé *eau mercurielle, remède du capucin, remède du duc d'Antin;* et en sous-proto-nitrate insoluble, d'un jaune verdâtre. Le proto-nitrate de mercure entre dans la composition du sirop de *Belet,* dont on prend une cuillerée étendue dans une boisson mucilagineuse. Ce sirop a été utile dans les maladies de la peau, les écrouelles, les érysipèles, les dartres anciennes; mais il faut l'employer avec précaution, surtout chez les individus faibles. Le *remède du capucin* est caustique, et peut être appliqué avec succès sur les chancres, les verrues syphilitiques et les ulcères sanieux.

Préparation. On fait bouillir, pendant demi-heure, de l'acide nitrique étendu de quatre à cinq fois son poids

d'eau avec un excès de mercure, et par le refroidissement de la liqueur, on obtient des cristaux de proto-nitrate : il suffit de les broyer avec de l'eau pour les transformer en *sous* et en *sur-nitrate*. Si, au lieu d'agir à la chaleur de l'ébullition, on fait l'expérience à froid, le sel contient de l'hypo-nitrite de mercure.

734. *Proto-chlorate de mercure.* Il est sous la forme d'une poudre jaune-verdâtre, peu soluble dans l'eau bouillante, peu sapide, décomposable par les alcalis, qui le précipitent en noir; projeté dans une cuiller de platine légèrement chauffée, il détonne, produit une flamme rouge, et se transforme en gaz oxigène, en deuto-chlorure de mercure (sublimé corrosif) qui se volatilise sous la forme de fumées blanches, et en deutoxide rouge de mercure. (Vauquelin.) Ces résultats s'expliquent parfaitement, d'après les expériences de M. Guibourt : l'acide chlorique se décompose, son oxigène se dégage, le chlore se porte sur le protoxide, qui doit être considéré comme composé de mercure et de deutoxide, transforme le métal en deuto-chlorure, et met le deutoxide à nu.

Préparation. (1er ou 2e procédé. *Voy.* § 202.)

Des Sels formés par le deutoxide de mercure.

Ces sels sont tous décomposés par la potasse ou la soude, qui s'emparent de l'acide, et mettent à nu l'oxide jaune-serin si on les a employées en suffisante quantité. L'ammoniaque les transforme en un sel double blanc, qui se précipite et qui se dissout dans un excès d'ammoniaque. Le prussiate de potasse y occasionne également un trouble blanc; les hydro-sulfates solubles ou l'acide hydro-sulfurique les décomposent et les précipitent en noir; le sulfure de mercure précipité donne à l'analyse les mêmes proportions de soufre et de mercure que le cinnabre.

735. *Deuto-sulfate acide de mercure.* Il est sous la forme d'une masse blanche, attirant légèrement l'humidité de l'air, rougissant l'*infusum* de tournesol, et susceptible d'être décomposée par l'eau en *deuto-sulfate très-acide,* soluble, incolore, et en *sous-deuto-sulfate jaune* insoluble, ou *turbith minéral.* Ce turbith est décomposé par le calorique, et fournit du gaz oxigène, du gaz acide sulfureux, et du mercure volatils; il est également décomposé et dissous par l'acide nitrique, qui le transforme en deuto-nitrate incolore; enfin la potasse caustique lui enlève l'acide par la simple agitation, et il se forme du sulfate de potasse soluble et du deutoxide de mercure jaune-serin; il ne se dissout que dans 2000 parties d'eau froide. Boerhaave et Lobb ont fait l'éloge du turbith minéral comme étant propre à prévenir la petite-vérole; d'autres médecins l'ont administré comme émétique dans la morsure des chiens enragés; on l'a aussi prôné dans les engorgemens, dans les maladies vénériennes.

Préparation. On l'obtient en faisant bouillir, pendant trois ou quatre heures, un excès d'acide sulfurique concentré avec du mercure, opération qui ne diffère de la précédente qu'en ce qu'on emploie beaucoup plus d'acide. Il suffit de mettre ce sel dans l'eau chaude pour obtenir le *turbith minéral* insoluble (sous-deuto-sulfate) et le *sur-sulfate* de deutoxide soluble.

736. *Deuto-chlorate acide de mercure.* Il cristallise sous la forme de petites aiguilles assez solubles dans l'eau, ayant une saveur analogue à celle du sublimé corrosif. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il fournit du gaz oxigène et du proto-chlorure de mercure (calomélas).

Préparation. 1er et 2e procédés, § 202.

737. *Deuto-nitrate acide de mercure.* Il est sous la forme d'aiguilles blanches ou jaunâtres, douées d'une saveur métallique insupportable, rougissant l'*infusum* de tournesol.

Chauffé dans un matras, il se décompose, et laisse du *deutoxide rouge* (précipité rouge) qui se tranforme lui-même en oxigène et en mercure si on élève assez la température. Mis dans l'eau froide, ce sel se change en deuto-nitrate *très-acide*, soluble et incolore, et en *sous-deuto-nitrate* blanc insoluble, auquel on peut enlever tout l'acide par des lavages réitérés; mais si l'eau est bouillante, le *sous-deuto-nitrate* insoluble qui se dépose est jaune, et porte le nom de *turbith nitreux*. Le deuto-nitrate acide, qui est sous la forme d'aiguilles, peut se dissoudre dans l'acide nitrique; sa dissolution tache la peau en noir, précipite par l'eau un sous-deuto-nitrate si elle est très-concentrée, et donne des aiguilles blanches cristallines par l'addition de l'acide hydro-chlorique : ces aiguilles, formées par du sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure), se dissolvent facilement dans l'eau. On emploie ce sel pour le précipité rouge, la pommade citrine, et pour feutrer les poils de lièvre et de lapin.

Préparation. On l'obtient comme le proto-nitrate, excepté que l'on emploie plus d'acide nitrique et qu'il est moins affaibli. Lorsque la liqueur ne précipite plus par l'acide hydro-chlorique ou par un hydro-chlorate, on a la certitude qu'elle ne renferme plus de protoxide, et par conséquent il ne s'agit plus que de la faire évaporer pour en obtenir des cristaux aiguillés. *Sous-nitrate jaune* (*turbith nitreux*) et *sur-nitrate*. On les prépare en broyant le deuto-nitrate avec de l'eau chaude.

738. *Hydro-chlorate de deutoxide de mercure* (sublimé corrosif dissous dans l'eau). Il est le produit de l'art; il est liquide, transparent, incolore, inodore, doué d'une saveur styptique, métallique, désagréable; distillé il se volatilise en petite quantité : aussi le liquide obtenu dans le récipient contient-il un peu de ce sel. L'hydro-cyanate de potasse et de fer, les hydro-sulfates et les alcalis se comportent

avec lui comme avec les autres dissolutions de deutoxide. L'eau de chaux le décompose comme les alcalis, s'empare de l'acide et met à nu le deutoxide jaune-serin; le mélange d'hydro-chlorate de chaux et de deutoxide qui en résulte porte le nom d'*eau phagédénique*. L'*eau* distillée ne le trouble point; le nitrate d'argent agit sur lui comme sur tous les hydro-chlorates, le décompose, et en précipite du chlorure d'argent blanc, caillebotté, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique; il reste alors dans la dissolution du deuto-nitrate de mercure. (*Voy.*, pag. 299, *Hydro-chlorates.*) L'hydro-chlorate de protoxide d'étain, dissous dans l'eau, en précipite sur-le-champ du proto-chlorure de mercure (calomélas), et la dissolution se trouve contenir alors de l'hydro-chlorate de deutoxide d'étain.

Théorie. On peut représenter l'acide hydro-chlorique de ces deux hydro-chlorates par :

oxides par	(Chlore + Mercure	hydrogène) + oxig^{e}.	+ A. hydro-chlorique. + oxig^{e}. + protox. d'étain.
	Proto-chlorure.	Eau.	Hydro-chlorate de deutoxide d'étain.

Une portion d'acide hydro-chlorique et le deutoxide de mercure sont décomposés; l'oxigène de celui-ci se combine en partie avec l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau, en partie avec le protoxide d'étain qu'il fait passer à l'état de deutoxide, tandis que le chlore et le mercure mis à nu s'unissent et donnent naissance à du proto-chlorure de mercure; l'acide hydro-chlorique non décomposé dissout le deutoxide d'étain produit.

Le *mercure* métallique, mis en contact avec la dissolution d'hydro-chlorate de deutoxide de mercure, se ternit et le liquide se trouble; le sel est entièrement décom-

posé, et l'on n'obtient que du proto-chlorure de mercure et de l'eau.

Théorie. Le sel peut être représenté par :

	Hydrogène +	chlore.
	Oxigène +	mercure.
On y ajoute.....		mercure.
	Eau +	proto-chlorure.

L'hydrogène de l'acide hydro-chlorique se porte sur l'oxigène du deutoxide pour former de l'eau, tandis que le chlore s'unit au mercure du sel et à celui que l'on a ajouté, et donne naissance au proto-chlorure (1).

Une lame de *cuivre*, plongée dans la dissolution de l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure, la décompose, et l'on obtient de l'hydro-chlorate de deutoxide de cuivre soluble, et un précipité grisâtre formé, 1° par du proto-chlorure de mercure (calomélas); 2° par un amalgame de cuivre et de mercure; 3° par un peu de mercure. (*Voy.* notre ouvrage de *Toxicologie*, tome 1er, 2e édition.) Il suffit, pour expliquer la formation de ces divers produits, d'admettre, ce qui est réel, que le cuivre a plus

(1) On explique plus aisément tous ces phénomènes en admettant, avec plusieurs chimistes, que le sublimé corrosif dissous dans l'eau est un chlorure au lieu d'un hydro-chlorate: en effet, on dit alors, le mercure s'empare d'une portion du sublimé corrosif, le transforme en proto-chlorure en y passant lui-même. Lorsque, comme dans l'expérience précédente, on fait agir sur le sublimé corrosif le sel d'étain, que l'on regarde aussi dans cette hypothèse comme un chlorure, on dit : le chlorure d'étain s'empare d'une portion du chlore du sublimé corrosif, passe à l'état de deuto-chlorure, tandis que le sublimé se trouve réduit à du proto-chlorure qui se précipite.

d'affinité pour l'oxigène et pour l'acide hydro-chlorique que le mercure; une partie de ce métal doit donc être mise à nu dès que l'action commence; ce mélange se trouve alors à-peu-près dans les mêmes conditions que celui dont nous avons parlé dans le paragraphe précédent; il doit donc se précipiter du proto-chlorure de mercure. Si on substitue à la lame de cuivre une lame de zinc, on transforme l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure en hydro-chlorate de zinc, et il se forme un précipité composé, 1°. de mercure métallique; 2°. de proto-chlorure de mercure; 3°. d'un amalgame de zinc et de mercure; 4°. de fer et de charbon, substances qui se trouvent dans le zinc du commerce. (*Voy.* notre *Toxicologie*, tom. 1er, 2e édition.)

L'éther sulfurique, mêlé avec la dissolution d'hydro-chlorate de deutoxide de mercure, s'empare de ce sel, en sorte que la couche éthérée qui est à la surface du liquide s'en trouve saturée, tandis que l'eau qui forme la couche inférieure en est presque entièrement privée. (Wenzel et M. Henry.)

Préparation. On obtient l'hydro-chlorate en dissolvant le deuto-chlorure (sublimé corrosif) dans l'eau.

Toutes les préparations mercurielles sont très-vénéneuses; le proto-chlorure l'est cependant beaucoup moins que les autres. Introduites dans l'estomac ou appliquées à l'extérieur, elles déterminent une irritation locale très-vive, sont absorbées, et exercent une action délétère sur le cerveau, le cœur et le canal digestif: il est donc de la plus haute importance de les administrer avec prudence, et de ne pas en appliquer une trop grande quantité sur la peau, principalement sur les parties ulcérées. Parmi les antidotes proposés pour neutraliser les sels mercuriels, l'albumine (blanc d'œuf délayé dans l'eau) doit occuper le premier rang, comme nous l'avons prouvé. (Voyez *Toxicologie générale*, tom. 1er.)

De l'Osmium.

739. L'osmium n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine (1). Il est solide, d'une couleur qui paraît bleue ou noire : on ignore quelles sont ses autres propriétés physiques. M. Vauquelin est porté à croire que ce métal se volatilise lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés; si on élève sa température quand il a le contact de l'air, il passe à l'état d'oxide qui se sublime en très-beaux cristaux blancs et brillans, doués d'une odeur très-forte. Lorsqu'on fait arriver du *chlore* gazeux sur de l'osmium sec, il paraît se fondre, acquiert une couleur verte très-belle et très-intense, se dissout complètement, et donne un chlorure d'un rouge brun ; ce chlorure se volatilise à la température ordinaire, et répand des vapeurs blanches très-épaisses, d'une odeur insupportable; il se transforme en hydro-chlorate soluble, d'un jaune rougeâtre, lorsqu'on le met dans l'eau.

L'*iode* ne paraît pas pouvoir se combiner directement avec ce métal; on ignore s'il s'unit au soufre, au phosphore et aux métaux (Vauquelin) : M. Henry dit cependant qu'il forme avec l'or et l'argent des alliages ductiles. Il se dissout dans l'acide *hydro-chlorique* à l'aide d'une douce chaleur; la liqueur commence par être verte, et ne tarde pas à devenir d'un jaune rougeâtre : il est évident que, dans ce cas, l'eau de l'acide est décomposée pour oxider le métal. Il n'a point d'usages.

Extraction. (Voy. *Platine.*)

---

(1) Fourcroy et M. Vauquelin, et, à-peu-près à la même époque, Descostils, avaient annoncé que la poudre noire que l'on obtient en traitant le platine par l'eau régale était un métal particulier. Tennant fit voir quelque temps après qu'elle contenait deux métaux, l'*osmium* et l'*iridium*.

De l'Oxide d'osmium.

740. Cet oxide est incolore, transparent, très-brillant et cristallisable; il a une saveur très-caustique, analogue à celle de l'huile de gérofle; il a une odeur très-désagréable; il est flexible comme la cire, plus fusible qu'elle et très-volatil; il noircit sur-le-champ lorsqu'il est en contact avec des matières organiques, surtout lorsqu'elles sont humides; il cède facilement l'oxigène aux corps qui en sont avides; il est très-soluble dans l'eau; ce *solutum* bleuit par l'infusion de noix de galle et par une lame de zinc; il forme, avec les alcalis, des combinaisons jaunes moins odorantes que sa dissolution aqueuse. Agité avec du mercure, il perd son odeur, et il se forme un amalgame de mercure et d'osmium (Henry). Il se dissout dans l'acide hydro-chlorique, et forme un sel qui est à-peu-près le seul connu : en effet, cet oxide paraît avoir plus de tendance à s'unir avec les alcalis qu'avec les acides.

Préparation. On l'obtient, 1°. en chauffant jusqu'au rouge brun une cornue contenant un mélange de nitrate de potasse et d'osmium métallique, ou du résidu noir et pulvérulent *B* dont nous parlerons à l'article *Extraction du platine* (pag. 668 de ce vol.) : il se forme, dans tous les cas, de l'oxide d'osmium volatil. 2°. Suivant M. Laugier, on peut se le procurer en saturant par un lait de chaux la liqueur *C*, qui provient du traitement de la mine de platine et qui le renferme. (*Voy.* pag. 672.)

741. *Hydro-chlorate d'osmium.* Ce sel est d'un jaune rougeâtre; il devient d'un bleu très-foncé par l'addition de l'*infusum* de noix de galle; le zinc le fait également passer au bleu et en précipite des flocons noirs. (Ces détails sont extraits du mémoire de M. Vauquelin sur l'*osmium*.)

Du Cadmium.

742. Le cadmium a été découvert par M. Stromeyer, en 1817, dans une mine d'oxide jaune de zinc.

Il ressemble à l'étain par sa couleur, son éclat, sa mollesse, sa ductilité et le cri qu'il fait entendre lorsqu'on le ploie; sa pesanteur spécifique, à la température de 25° therm. cent., est de 8,6350.

Il est fusible et se volatilise un peu avant le zinc.

Il est inaltérable à l'air, à moins qu'on n'élève la température : car alors il en absorbe l'oxigène et donne un oxide jaune-orangé fixe, facilement réductible, très-soluble dans les acides avec lesquels il forme des sels incolores, et n'ayant point la propriété de colorer le borax.

Les sels de cadmium sont précipités en blanc par les alcalis; l'acide hydro-sulfurique les décompose et y fait naître un précipité jaune. Le zinc en sépare le cadmium.

Des Métaux de la sixième classe.

Ces métaux, au nombre de six, savoir : l'argent, l'or, le platine, le palladium, le rhodium et l'iridium, ne peuvent opérer la décomposition de l'eau, ni absorber l'oxigène à aucune température : toutefois il faut en excepter l'argent, qui, à l'état de vapeur, peut se combiner avec ce gaz. Les acides sulfurique ou nitrique ont si peu d'action sur eux, qu'ils n'agissent guère que sur l'argent, même à une température élevée. L'eau régale peut, au contraire, les dissoudre tous, excepté le dernier.

Des Sels de la sixième classe.

La difficulté que l'on éprouve à combiner ces oxides avec les divers acides fait que les sels de cette classe sont peu nombreux; ceux qui sont solubles dans l'eau précipitent par la potasse à chaud ou à froid : excepté ceux d'argent et de palladium, aucun n'est précipité par l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate). Les hydro-sulfates solubles les précipitent tous.

Des Oxides de la sixième classe.

Ces oxides sont solides, d'une couleur variable, décomposables, au-dessous de la chaleur rouge, en oxigène et en métal, solubles dans l'acide hydro-chlorique, sans action sur le sirop de violette et insolubles dans l'eau, si toutefois l'on en excepte l'oxide d'argent, qui se dissout dans ce liquide, verdit le sirop de violette, et que l'acide hydro-chlorique transforme en chlorure d'argent insoluble.

De l'Argent.

L'argent se trouve dans la nature, 1°. à l'état natif, en Norwège, en Misnie, au Hartz, en Sibérie, en Espagne, en France; mais principalement au Mexique et au Pérou; il est cristallisé ou en masses, et contient presque toujours du fer, du cuivre, de l'arsenic ou de l'or; 2°. combiné avec le soufre, l'antimoine, l'arsenic, le mercure; 3°. uni au chlore; 4°. enfin à l'état d'oxide d'argent et d'antimoine sulfuré.

743. L'argent est solide, d'une belle couleur blanche très-brillante, peu dur; il est très-ductile et le plus malléable des métaux après l'or; sa tenacité est très-grande; sa pesanteur spécifique est de 10,4743.

Soumis à l'action du *calorique* dans des vaisseaux fermés, il fond assez facilement et se volatilise ; si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en pyramides quadrangulaires. Il n'éprouve aucune altération de la part du gaz *oxigène* ni de celle de l'*air* à la température ordinaire ; si on le chauffe au moyen du chalumeau à gaz oxigène, il se volatilise, absorbe l'oxigène, et l'oxide formé se dégage sous la forme d'une fumée que l'on peut recevoir dans un verre renversé au-dessus, sur la surface duquel il produit un enduit jaune brunâtre : cette oxidation a lieu avec une flamme jaune. (Vauquelin.)

L'*hydrogène*, le *bore*, le *carbone* et l'*azote* n'exercent aucune action sur l'argent. Le *phosphore* peut se combiner avec lui à l'aide de la chaleur, et former un phosphure solide, fragile, brillant, plus fusible que l'argent, susceptible de se transformer, à une température élevée, par l'action de l'air ou du gaz oxigène, en acide phosphorique et en phosphate d'argent, ou en acide phosphorique et en argent si la chaleur est plus forte. Il est formé de 87 parties d'argent et de 13 parties de phosphore. L'argent peut aussi se combiner ave le *soufre* et donner un sulfure solide, d'un gris bleuâtre, ductile, d'un tissu lamelleux, plus fusible que le métal, décomposable par le feu en soufre et en argent. Chauffé avec le contact de l'air ou du gaz oxigène, ce sulfure se transforme en gaz acide sulfureux et en argent. Il est formé de 100 parties d'argent et de 14,544 de soufre, ou d'un atome d'argent et d'un atome de soufre. Il se produit toutes les fois que l'argent est en contact avec de l'acide hydro-sulfurique, soit dans les fosses d'aisance, soit dans les eaux sulfureuses, soit enfin lorsqu'on le met en contact avec des œufs et que la température est un peu élevée. On l'obtient par les trois premiers procédés. (*Voy.* § 180.) On le rencontre dans presque toutes les mines d'argent au Mexique, en Hongrie, en Bohême, etc. L'*iode*,

placé dans des circonstances particulières, peut s'unir avec l'argent, et former un iodure insoluble dans l'eau et dans l'ammoniaque.

Chauffé avec du *chlore* gazeux, il l'absorbe sans qu'il y ait dégagement de lumière, et passe à l'état de *chlorure* (muriate d'argent). On le trouve en petite quantité en Saxe, en Sibérie, au Hartz, en France, au Pérou, etc.; il est tantôt cristallisé en cubes, tantôt en masses. Celui que l'on obtient dans les laboratoires est blanc, insipide, cailleboté, et passe rapidement au violet foncé lorsqu'on l'expose à la lumière et qu'il est recouvert d'eau. M. Gay-Lussac a prouvé que, dans cet état, il contient moins de chlore, et que l'eau qui le surnage renferme de l'acide chlorique et de l'acide hydro-chlorique, produits par l'action d'une portion du chlore sur l'oxigène et sur l'hydrogène de l'eau. Le chlorure d'argent est insoluble dans l'eau, et n'éprouve aucune altération de la part de ce liquide lorsqu'il est dans l'obscurité; il est très-soluble dans l'ammoniaque, et peu soluble dans les acides forts. Si on le chauffe après l'avoir desséché sur un filtre, il fond au-dessous de la chaleur rouge, et fournit après le refroidissement une masse grisâtre, demi-transparente, flexible, connue autrefois sous le nom d'*argent corné*, que l'on peut obtenir cristallisée en octaèdres. Il est décomposé par l'hydrogène, qui s'unit au chlore et met l'argent à nu. Cette expérience peut être faite en mêlant du chlorure d'argent avec du zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique, substances propres à fournir de l'hydrogène. *Voyez* pag. 99 (Arfwedson.) La potasse, la soude, la baryte ou la chaux en opèrent également la décomposition à une température élevée, et l'on obtient du chlorure de potassium, de sodium, etc., de l'argent *pur* et du gaz oxigène; d'où il suit que l'alcali est également décomposé. Le plomb ou l'antimoine, chauffés avec ce chlorure, le

décomposent en s'emparant du chlore; le fer opère cette décomposition, même dans l'eau bouillante; mais, dans ce cas, une portion du liquide est également décomposée, et l'on obtient de l'hydro-chlorate de protoxide de fer et de l'argent métallique, sous la forme d'une poussière blanche. On s'en sert quelquefois pour préparer l'argent pur. Il est formé d'un atome de chlore et d'un atome d'argent, ou de 75,34 d'argent et de 24,66 de chlore. On l'obtient en versant de l'hydro-chlorate de soude dans du nitrate d'argent, et en lavant le précipité.

L'*eau* et les acides *borique*, *carbonique*, *phosphorique*, *sulfureux*, *hydro-chlorique* et *hydro-phtorique*, sont sans action sur l'argent. L'acide *sulfurique* concentré, qui ne l'attaque pas à froid, l'oxide à l'aide de la chaleur, se décompose, fournit du gaz acide sulfureux, et il se forme du sulfate d'argent. L'acide *nitrique* pur dissout l'argent après l'avoir oxidé, même à la température ordinaire; il se produit du gaz deutoxide d'azote qui reste d'abord dans la liqueur et la colore en vert, mais qui ne tarde pas à se dégager lorsque la température s'élève: il est évident qu'une portion de l'acide nitrique a dû être décomposée (1). Suivant Schéele, l'acide *arsénique*, dissous dans l'eau, oxide l'argent à l'aide de la chaleur: il se dégage de l'arsenic métallique, et il se forme de l'arséniate d'argent avec la portion d'acide non décomposée. Plusieurs des métaux précédemment étudiés peuvent se combiner avec l'argent. 1°. *Alliage de 9 parties d'argent et d'une partie de cuivre.* On l'emploie pour souder l'argent et faire la monnaie. Les

(1) Dans cette expérience il y a élévation de température, parce que l'oxigène passe de l'état liquide où il se trouvait dans l'acide nitrique, à l'état solide pour constituer l'oxide d'argent: il doit donc perdre du calorique. On retrouve ce phénomène dans un très-grand nombre de cas.

couverts et la vaisselle sont composés de 9 parties et demie d'argent et de demi-partie de cuivre ; dans les bijoux, il y a 8 parties du premier et 2 parties du second. Ces divers alliages sont blancs, plus fusibles et moins ductiles que l'argent.

2°. *Alliage de 7 parties d'argent et d'une partie de plomb.* Il est solide, d'un blanc grisâtre, et se transforme, lorsqu'on le fait fondre avec le contact de l'air, en protoxide de plomb qui se vitrifie, et en argent pur : nous tirerons parti de ce fait en parlant de l'analyse des monnaies et des divers ustensiles d'argent, à la fin de cet ouvrage. L'argent sert principalement à préparer les alliages dont nous venons de parler, la pierre infernale, etc.

Poids d'un atome d'argent. Si le deutoxide d'argent est formé de 100 parties de métal et de 7,272 d'oxigène, et qu'on le suppose composé d'un atome de chacun de ces corps, l'atome d'oxigène pesant 1, le poids de l'atome d'argent sera de 13,75.

Extraction. — Exploitation des mines d'Europe. Si la mine est riche, on la débarrasse de sa gangue par des lavages, et on la fait fondre avec un poids de plomb égal au sien. Cet alliage est ensuite soumis à la coupellation : pour cela, on l'introduit dans une coupelle oblongue (capsule composée d'os calcinés jusqu'au blanc, broyés, tamisés et lavés), que l'on fait chauffer dans un fourneau particulier, et sur laquelle on ne tarde pas à diriger le vent d'un ou de deux soufflets : l'alliage fond, le plomb s'oxide, passe à l'état de litharge qui s'écoule, et l'argent, plus pesant, se ramasse en un culot au fond de la coupelle.

Il arrive quelquefois que le *plomb d'œuvre*, obtenu comme nous l'avons dit (pag. 592), contient assez d'argent pour que l'on doive chercher à l'obtenir ; alors il faut le soumettre à la coupellation, pour le transformer en litharge et en argent pur. Si le cuivre *rosette*, dont nous avons décrit l'extraction, contenait assez d'argent pour pouvoir

être exploité avec succès, comme cela arrive quelquefois, on le ferait fondre avec trois fois son poids de plomb ; on laisserait refroidir l'alliage et on le chaufferait doucement ; la majeure partie du plomb entrerait en fusion et entraînerait presque tout l'argent : on séparerait ces deux métaux par la coupellation, tandis que l'on continuerait à chauffer le cuivre pour en extraire tout le plomb.

La mine argentifère de Freyberg, qui renferme très-peu de sulfure d'argent uni à une très-grande quantité de sulfures de cuivre et de fer, doit être soumise à d'autres opérations : on la grille après l'avoir mêlée avec le dixième de son poids de sel marin ; il se dégage du gaz acide sulfureux, et l'on obtient une masse composée de chlorure de fer, de sulfates de soude, de fer et de cuivre solubles, et de chlorure d'argent, d'oxide de fer, et d'oxide de cuivre insolubles ; on la réduit en poudre fine, et on l'agite pendant seize à dix-huit heures dans des tonneaux, avec 50 parties de mercure, 30 parties d'eau, et 6 parties de fer; les sels solubles se dissolvent ; le chlorure d'argent est décomposé par le fer, et l'argent s'amalgame avec le mercure; on presse fortement l'amalgame pour en séparer l'excès de mercure, et on le soumet à la distillation : le mercure se volatilise, et l'argent reste. Si la mine renferme très-peu d'argent et beaucoup de gangue, on la mêle avec de la pyrite, et on la fait fondre ; celle-ci entraîne l'argent et les autres métaux : alors on la grille à plusieurs reprises pour en séparer le soufre ; on fait fondre de nouveau le produit avec de la mine, puis avec du plomb, et l'on obtient du plomb argentifère, dont on sépare l'argent par la coupellation.

Exploitation des mines du Mexique et du Pérou. Ces mines sont le plus souvent formées d'argent natif, de chlorure d'argent, d'oxide d'argent, d'argent antimonial, de pyrites de cuivre et de fer, de silex, etc. On les réduit

en poudre, et on les mêle avec deux centièmes et demi de sel marin ; on abandonne le mélange à lui-même, et au bout de quelques jours on y ajoute de la chaux : on ne sait pas trop ce qui se passe dans cette opération ; on incorpore le mélange avec du mercure, qui s'amalgame avec l'argent et se précipite ; on traite par l'eau pour dissoudre toutes les matières solubles, et on distille l'amalgame pour en avoir l'argent : ce n'est guère qu'au bout de plusieurs mois que cette opération est terminée.

Des Oxides d'argent.

Suivant quelques chimistes, il existe deux oxides d'argent.

744. *Protoxide d'argent.* Depuis long-temps M. Proust a annoncé l'existence d'un oxide d'argent moins oxidé que celui que l'on retire du nitrate ordinaire. M. Faraday, et plus récemment encore M. Thenard, viennent de faire des expériences qui tendent à confirmer ce résultat. D'après M. Faraday, ce protoxide est solide, gris et très-brillant par lumière réfléchie, et d'une couleur jaune par lumière transmise ; il peut être fondu, et alors il laisse un bouton solide d'argent. Il est insoluble dans l'ammoniaque, et composé de 7,5 parties d'oxigène et de 150 d'argent. On l'obtient en exposant à l'air la dissolution de deutoxide d'argent dans l'ammoniaque ; le protoxide ne tarde pas à se présenter à la surface sous la forme d'une pellicule brillante. Il n'a point d'usages.

745. *Deutoxide d'argent.* Cet oxide se trouve, dans la nature, combiné avec l'oxide d'antimoine sulfuré. Il est solide, d'une couleur olive foncée ; il attire rapidement l'acide carbonique de l'air, en sorte qu'il faut le conserver dans des vaisseaux fermés ; il est sensiblement soluble dans l'eau, et le *solutum* verdit le sirop de violette, propriété qui le rapproche singulièrement des alcalis. Il est susceptible de se

combiner avec un très-grand nombre d'acides. L'acide nitrique le dissout à merveille. L'acide nitrique oxigéné agit sur lui avec énergie; il se produit une vive effervescence due au dégagement du gaz oxigène de l'acide; une partie de l'oxide d'argent se dissout, l'autre se réduit d'abord, et se dissout ensuite elle-même, pourvu que l'acide soit en quantité convenable. L'acide *hydro-chlorique* le décompose en se décomposant lui-même, et le transforme en *chlorure d'argent* insoluble; d'où il suit que l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxigène de l'oxide pour former de l'eau. L'acide *hydro-chlorique oxigéné* est rapidement décomposé; il y a formation d'eau, dégagement de gaz oxigène, vive effervescence, et production de chlorure d'argent violet. Il est très-soluble dans l'ammoniaque. La dissolution ammoniacale très-concentrée, abandonnée à elle-même pendant plusieurs mois, se décompose; l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'oxide et forme de l'eau, tandis que l'argent se précipite à l'état métallique (Faraday). L'oxide d'argent est sans usages. Il paraît formé de 100 parties d'argent et de 7,272 d'oxigène, ou d'un atome de chacun de ces corps. On l'obtient en décomposant le nitrate d'argent par la potasse pure, et en lavant le précipité.

Des Sels d'argent.

Tous les sels d'argent, chauffés au chalumeau, sont décomposés et le métal est mis à nu. Ils sont presque tous insolubles dans l'eau; aucun ne se trouve dans la nature; la plupart d'entre eux brunissent à la lumière. Ceux qui sont solubles précipitent en noir par les hydro-sulfates de potasse et de soude; le précipité est du sulfure d'argent; l'acide hydro-chlorique et les hydro-chlorates y font naître un dépôt blanc, caillebeté, de chlorure d'argent. (*Voyez*

§ 299.) La potasse, la soude et l'eau de chaux, privées d'hydro-chlorate, en séparent l'oxide olive; l'ammoniaque produit le même phénomène, mais redissout le précipité avec la plus grande facilité. Les carbonates et les sous-carbonates en précipitent du carbonate d'argent d'un blanc jaunâtre; les phosphates y font naître un précipité jaune qui est du phosphate d'argent. En plongeant une lame de cuivre dans une de ces dissolutions, l'argent en est séparé à l'état métallique. (Voyez *Sels de cuivre*, pag. 608, pour la théorie.)

746. Le *borate* et le *carbonate* d'argent sont pulvérulens, blancs, insipides et insolubles dans l'eau. Ils sont sans usages.

Préparation. (*Voyez* § 205 et 207.)

747. *Phosphate d'argent.* Ce phosphate est d'un jaune verdâtre, insoluble dans l'eau, et soluble dans l'acide phosphorique. *Préparation.* (*Voyez* § 210.)

748. *Sulfate d'argent.* Il est sous la forme d'une masse blanche, soluble dans 88 parties d'eau froide, d'après Wenzel, plus soluble dans l'acide sulfurique faible; la dissolution incolore fournit, par l'évaporation, des cristaux prismatiques blancs et brillans. Le sulfate d'argent résiste longtemps à l'action du feu; il faut une température assez élevée pour le décomposer. On l'obtient par le 3e procédé. (*Voyez* § 202.)

749. Le *sulfite d'argent* est en petits grains brillans, peu solubles dans l'eau, doués d'une saveur âcre et métallique.

750. L'*iodate d'argent* est blanc, insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'ammoniaque. L'acide sulfureux, versé dans cette dissolution, s'empare de l'oxigène qui entre dans la composition de l'acide iodique et de l'oxide d'argent, et y fait naître un précipité d'iodure d'argent qui, comme nous l'avons dit, est insoluble dans l'ammoniaque.

Préparation. (*Voyez* § 222, 3e procédé.)

751. *Chlorate d'argent.* Il est sous la forme de prismes carrés, colorés, terminés par une section oblique, dans le sens des deux angles solides du prisme, solubles dans 10 à 12 parties d'eau froide, ayant une saveur analogue à celle du nitrate d'argent, et tachant le papier en jaune brunâtre; il fuse sur les charbons ardens et se transforme en chlorure; il est aussi décomposé lorsqu'on le triture avec du soufre, et il y a dégagement de calorique et de lumière. Le chlore, versé dans la dissolution de ce sel, y fait naître un précipité de chlorure d'argent; il se dégage du gaz oxigène, et l'acide chlorique est mis à nu, phénomènes qui ne peuvent s'expliquer sans admettre la décomposition de l'oxide d'argent en oxigène qui se dégage, et en argent qui se combine avec le chlore (Vauquelin). *Préparation.* (*Voyez* § 224.)

752. *Nitrate d'argent.* Il cristallise en lames minces, brillantes, demi-transparentes, qui sont des hexaèdres, des tétraèdres ou des triangles; sa saveur est amère, styptique et caustique; il n'attire point l'humidité de l'air, et se dissout dans un poids d'eau froide égal au sien. Cette dissolution est incolore, tache la peau en violet, et peut être décomposée, à la température de l'ébullition, par le charbon et par le phosphore, qui s'emparent de l'oxigène de l'oxide. L'acide chromique et les chromates y font naître un dépôt de chromate d'argent rouge. Le mercure en précipite l'argent sous la forme de petits cristaux brillans semblables par leur disposition aux rameaux et aux feuillages d'un arbre. On connaissait autrefois ce précipité d'argent, qui retient un peu de mercure, sous le nom d'*arbre de Diane.* (*Voyez*, pour la théorie, pag. 608.) Si l'on sépare l'oxide de la dissolution du nitrate à l'aide de la potasse, de la soude ou de l'eau de chaux, et qu'après l'avoir lavé on en mette deux ou trois grains dans une petite capsule, avec la quantité d'*ammoniaque liquide* suffisante pour en faire une bouillie très-claire, on obtient au bout de

quelques heures, lorsque tout le liquide s'est évaporé, une masse solide, qu'il suffit de chauffer, et même de toucher avec un tube de verre ou la barbe d'une plume, pour faire détonner avec la plus grande violence. Cette masse, composée d'ammoniaque et d'oxide d'argent, connue sous le nom d'argent *fulminant*, a été découverte par M. Berthollet; sa préparation est accompagnée des plus grands dangers lorsqu'on agit sur plusieurs grains, et que l'on cherche à les séparer en plusieurs parties. Nous indiquerons, en parlant de l'or (pag. 664), la théorie de cette détonnation. L'*argent fulminant* est solide, gris, inodore, insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammoniaque, et même décomposable par ce liquide: en effet, si on le garde pendant long-temps dans cet alcali, l'oxigène de l'oxide s'unit à l'hydrogène de l'ammoniaque, et l'argent se précipite sous la forme de cristaux très-brillans.

Soumis à l'action du calorique, le nitrate d'argent cristallisé se boursouffle, perd l'eau de cristallisation, entre en fusion, et constitue la pierre infernale, que l'on coule dans des moules cylindriques: elle est parfaitement blanche si on l'a coulée dans un tube de verre; elle est, au contraire, grisâtre et même noire si le moule dont on s'est servi est de cuivre: il paraît que, dans ce cas, elle doit sa couleur à une portion d'oxide d'argent ou d'argent très-divisé, séparé du nitrate par le cuivre, et à une petite quantité de charbon mis à nu par la décomposition du suif avec lequel on graisse la lingotière dans laquelle on coule le sel. Si on chauffe plus fortement le nitrate d'argent desséché, il se décompose; l'argent est mis à nu, et il se dégage du gaz deutoxide d'azote et du gaz oxigène. Le nitrate d'argent solide, mêlé avec du phosphore, produit une détonnation violente lorsqu'il est fortement frappé avec un marteau; on observe des phénomènes analogues en substituant le soufre au phosphore.

Préparation. On fait chauffer légèrement de l'argent pur en grenaille avec de l'acide nitrique pur étendu de son poids d'eau distillée (quatrième procédé); on évapore la dissolution pour la faire cristalliser. *Pierre infernale.* On fait fondre le nitrate d'argent à une douce chaleur dans un creuset d'argent; lorsqu'il est fondu, on le coule dans une lingotière de cuivre que l'on enduit d'un peu de suif : le sel, qui était parfaitement blanc, se colore. (*Voy.* l'histoire du *nitrate d'argent*). Si on ne le chauffe pas assez pour le dessécher complètement, il n'est pas aussi caustique qu'il doit être; si on le chauffe trop, il est décomposé, et au lieu de pierre infernale, on obtient de l'*argent.*

Le nitrate d'argent est souvent employé comme réactif pour découvrir l'acide hydro-chlorique ou les hydro-chlorates. On s'en sert depuis quelque temps en médecine, dans certaines maladies nerveuses, convulsives, etc.; il paraît avoir été utile dans l'épilepsie, la danse de Saint-Guy, les névralgies faciales rebelles, etc.; on le donne à la dose d'un ou de deux grains, associé à quelques extraits narcotiques (1). Administré à forte dose, il détermine l'ulcération des tissus du canal digestif, les symptômes de l'empoisonnement par les corrosifs, et la mort. La pierre infernale est employée pour détruire les cicatrices, pour ronger les chairs fongueuses, etc. Ce caustique est d'autant plus précieux qu'il n'est pas absorbé, et qu'il borne par conséquent ses effets sur les parties qu'il touche.

M. Proust, qui, comme nous l'avons dit, admet deux

---

(1) Nous devons faire remarquer que nous avons toujours soin d'indiquer le *minimum* des doses auxquelles les médicamens doivent être pris; nous supposons que le praticien qui les administre augmente progressivement les quantités suivant l'urgence et l'état du malade.

oxides d'argent, a établi l'existence d'un *autre nitrate* dans lequel l'oxide d'argent est moins oxidé, et qu'il obtient en faisant bouillir la dissolution de celui que nous venons d'étudier sur de l'argent métallique; ce nitrate, au *minimum*, serait constamment liquide, et ne pourrait être évaporé sans passer au *maximum*.

753. *Hydro-phtorate d'argent.* Il est solide, incristallisable, déliquescent, très-soluble dans l'eau, doué d'une saveur âcre et très-styptique, fusible et décomposable par l'acide hydro-chlorique, qui le transforme en chlorure d'argent insoluble. Il tache la peau comme le nitrate d'argent.

Préparation. (*Voy.* § 239.)

754. *Arséniate d'argent.* Il est pulvérulent, d'un rouge brun, insipide, et insoluble dans l'eau.

Préparation. (*Voyez* § 202, 3e procédé.)

755. *Chromate d'argent.* Il est insoluble dans l'eau, d'un beau rouge de carmin, qui passe au pourpre par son exposition à la lumière; chauffé au chalumeau, il verdit, se décompose, et l'argent est mis à nu.

Préparation. (*Voyez* § 202.)

De l'Or.

On ne trouve l'or qu'à l'état natif, ou combiné avec un peu d'argent, de cuivre et de fer; il existe en Transylvanie, en Sibérie, à Kordofan en Afrique, près du Sénégal, vis-à-vis Madagascar, mais principalement au Pérou, au Mexique, au Brésil, etc. Il est sous la forme de grains, de filamens ou de cristaux, et ne se rencontre guère que dans les terrains d'alluvion et le lit des rivières.

756. L'or est un métal solide, peu dur, d'une couleur jaune très-brillante; il est extrêmement ductile et malléable; on le réduit en feuilles si minces qu'une once d'or

suffit pour couvrir un fil d'argent de 444 lieues; sa tenacité est très-grande; sa pesanteur spécifique est de 19,257.

Soumis à l'action du *calorique*, l'or entre en fusion à 32° du pyromètre de Wedgwood; si on le laisse refroidir lentement, on peut l'obtenir cristallisé en pyramides quadrangulaires; si, au contraire, on continue à le chauffer, il se volatilise, comme le prouvent les expériences de Macquer et de M. Clarke. Le gaz *oxigène*, l'*air*, l'*hydrogène*, le *bore*, le *carbone*, le *soufre* et l'*azote* sont sans action sur lui. Le *phosphore* peut se combiner avec l'or à l'aide de la chaleur, et donner un phosphure brillant, jaune, fragile, qui, étant chauffé avec du gaz oxigène ou de l'air, se transforme en acide phosphorique et en or métallique; il est formé de 96 parties d'or et de 4 parties de phosphore. Le *chlore* dissous dans l'eau oxide l'or, le dissout et forme de l'hydro-chlorate, pourvu que le métal soit assez divisé; d'où il suit que l'eau est décomposée; l'oxigène s'unit avec l'or, tandis que l'hydrogène se combine avec le chlore. Aucun des *acides* formés par l'oxigène n'attaque l'or; il en est de même de l'acide *hydro-phtorique*. L'acide *hydro-chlorique* liquide et pur dissout facilement les feuilles d'or battu, suivant M. Proust; nous avons souvent répété cette expérience, et nous ne sommes parvenus qu'à en dissoudre des atômes.

L'*eau régale*, préparée avec 8 parties d'acide hydro-chlorique liquide à 22°, et 2 parties d'acide nitrique à 40°, peut dissoudre une partie et neuf dixièmes d'or à l'aide d'une légère chaleur; il se dégage du gaz nitreux (deutoxide d'azote) et l'on obtient de l'hydro-chlorate d'or. Avant d'expliquer ce qui se passe dans cette opération, nous devons rappeler que l'eau régale dont on se sert est composée de beaucoup d'acide hydro-chlorique, d'une petite quantité d'acide nitrique et d'acide nitreux, d'un peu de chlore et d'eau (*voy.* § 154); l'or s'empare de l'oxi-

gène de l'acide nitrique et de l'acide nitreux, passe à l'état d'oxide et se dissout dans l'acide hydro-chlorique : il est évident que le gaz nitreux provenant de la décomposition des acides nitrique et nitreux doit se dégager.

L'or peut s'allier avec un très-grand nombre de métaux. 1°. *Alliage de neuf parties d'or et d'une partie de cuivre.* Il est employé à faire la monnaie d'or ; les divers instrumens et ustensiles d'or sont aussi formés par ces deux métaux, mais dans d'autres proportions. Ces divers alliages contiennent en outre un peu d'argent qui se trouve naturellement combiné avec l'or ; il suit de là que pour en faire l'*essai* il faut, 1°. déterminer la quantité de cuivre qui entre dans leur composition au moyen du plomb, comme nous l'avons dit à l'article *Argent;* 2°. celle d'argent et d'or : pour cela, on prend une partie de l'alliage privé de cuivre et on la fait fondre avec 3 parties d'argent ; on lamine le produit et on le chauffe avec l'acide nitrique, qui oxide et dissout l'argent sans attaquer l'or. Si on traitait l'alliage par l'acide sans avoir ajouté de l'argent, il n'y aurait d'attaquées que les portions de ce métal qui seraient à la surface. 2°. *Alliage de onze parties d'or et d'une partie de plomb.* Il est d'un jaune pâle, aussi fragile que le verre, plus dur et plus fusible que l'or. Il paraît qu'il suffit d'allier avec l'or $\frac{1}{1920}$ de son poids de plomb pour le rendre cassant; il en est de même de l'*antimoine.* 3°. *Amalgame d'or fait avec une partie d'or et huit parties de mercure.* Il est mou, soluble dans le mercure, et sert à dorer le cuivre et l'argent : pour cela, on l'applique sur le morceau que l'on veut dorer, et on chauffe pour volatiliser le mercure; on frotte sous l'eau la pièce ainsi dorée, puis on la polit : on donne le nom de *vermeil* à l'argent doré par ce procédé. 4°. *Alliage d'or et d'argent.* On le trouve dans la nature ; il est solide, blanc ou vert, suivant les proportions d'argent ou d'or. Il est plus fusible que ce métal. L'or

vert est formé de 708 parties d'or et de 292 parties d'argent.

Lorsqu'on fait fondre dans un creuset parties égales de potasse ou de soude et de soufre avec $\frac{1}{8}$ de feuilles d'or, on obtient une masse soluble dans l'eau qui contient le métal. Les *usages* de l'or sont les mêmes que ceux de l'argent.

Poids d'un atome d'or. En supposant le protoxide d'or composé de 100 parties d'or et de 4,02 d'oxigène, et en le regardant comme un composé d'un atome de chacun de ces corps, le poids d'un atome d'or sera de 24,875.

Extraction. — Exploitation de l'or mêlé avec du sable ou avec une gangue. Lorsque la mine est réduite en poudre, on la lave sur des planches inclinées : l'or, beaucoup plus pesant, reste, tandis que les parties terreuses sont entraînées; on l'amalgame avec du mercure pour le séparer d'un peu de sable, et on distille l'amalgame pour en volatiliser le mercure.

Exploitation des sulfures aurifères. 1°. On les grille suffisamment pour en séparer le soufre, et on les fait fondre avec du plomb d'œuvre; puis on soumet l'alliage à la coupellation : cependant, l'or que l'on obtient peut contenir du fer, de l'étain et de l'argent. On en sépare le fer et l'étain en le faisant fondre avec du nitre, qui oxide ces deux métaux sans altérer l'or ni l'argent. Nous dirons tout-à-l'heure comment on le prive de ce dernier métal. 2°. *Procédé d'amalgamation.* Si le sulfure est riche en or, on le traite directement par le mercure, et on distille l'amalgame; s'il n'en renferme que très-peu, on est obligé de le griller avant de l'amalgamer avec le mercure.

Si l'or obtenu par l'un ou l'autre de ces procédés contient de l'argent, on doit l'en priver : supposons qu'il en renferme 3 parties sur 4, on le fait bouillir pendant demi-heure avec un poids égal au sien d'acide nitrique à 25°; on

décante et on traite le résidu par une égale quantité du même acide; il se forme du nitrate d'argent soluble, tandis que l'or n'est pas attaqué; mais comme tout l'argent peut ne pas avoir été dissous, on fait encore bouillir l'or avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré, qui enlève les dernières portions d'argent; ensuite on précipite l'argent du nitrate et du sulfate, en le chauffant avec des lames de cuivre, et en ayant la précaution de décomposer le sulfate acide dans des vases de plomb : le nitrate peut être chauffé dans des vases de bois.

Si l'or ne contient pas les $\frac{3}{4}$ de son poids d'argent, on est obligé, avant de le traiter par l'acide nitrique, de le fondre avec assez d'argent pour que les proportions du mélange soient dans ce rapport : sans cela l'argent ne serait pas entièrement dissous.

Des Oxides d'or.

757. Plusieurs chimistes admettent deux oxides d'or : le protoxide est sous la forme d'une poudre verte formée de 100 parties de métal et de 4,02 d'oxigène; on l'obtient en décomposant le proto-chlorure d'or par la potasse. Le *deutoxide* est un produit de l'art; il est brun, fort peu soluble dans l'acide nitrique, d'où il peut être précipité par l'eau; insoluble ou presque insoluble dans l'acide sulfurique, décomposable par la lumière en or et en oxigène, et sans usages. Il paraît formé de 100 parties d'or et de 12 parties d'oxigène. On l'obtient en décomposant l'hydro-chlorate d'or par l'eau de baryte, à l'aide de la chaleur. Quelques chimistes pensent que la matière violette qui se forme en faisant passer une forte décharge électrique à travers un fil d'or est encore un oxide de ce métal.

Des Sels d'or.

On ne connaît réellement qu'un sel d'or, l'hydro-chlorate; car le nitrate préparé avec l'oxide d'or et l'acide nitrique concentré ne contient que très-peu d'oxide en dissolution, et il suffit d'y ajouter de l'eau pour le précipiter en entier.

758. *Hydro-chlorate d'or.* Il cristallise en prismes quadrangulaires aiguillés, ou en octaèdres tronqués, d'un jaune foncé, qui se liquéfient en été; ils sont doués d'une saveur styptique très-astringente et désagréable, et se décomposent par le calorique en acide hydro-chlorique, en oxigène et en or; ils attirent fortement l'humidité de l'air et se dissolvent très-bien dans l'eau. Le *solutum*, d'une couleur jaune plus ou moins foncée, suivant son degré de concentration, rougit l'*infusum* de tournesol et colore l'épiderme de presque toutes les substances végétales et animales en pourpre foncé : cette couleur est indélébile. Il peut être décomposé par un très-grand nombre de corps simples ou composés, avides d'oxigène, qui s'emparent de celui qui est combiné avec l'or et précipitent le métal. 1°. Si l'on met un cylindre de phosphore dans ce *solutum* étendu, et qu'on renouvelle celui-ci à mesure qu'il se décolore, on pourra, au bout de quelque temps, en mettant le cylindre dans de l'eau bouillante, fondre le phosphore qui était en excès, et obtenir un canon d'or pourpre susceptible d'être bruni. 2°. Le proto-sulfate de fer versé dans cette dissolution la précipite tout-à-coup en brun, et on voit paraître à la surface du liquide des pellicules d'or excessivement minces; le précipité formé par l'or métallique en prend tout l'éclat par le frottement; le sel de fer passe à l'état de deuto ou de trito-sulfate. 3°. L'éther et les huiles volatiles (substances avides d'oxigène) commencent par s'unir avec cette dissolution; mais au bout de quelque temps l'or

se précipite en lames, en écailles ou en feuillets brillans. 4°. Le proto-hydro-chlorate d'étain concentré, versé dans cette dissolution également concentrée, y fait naître un précipité brun composé d'or métallique. Si les dissolutions sont étendues, le précipité sera pourpre et formé, d'après les expériences de MM. Proust et Oberkampf, d'or métallique et d'oxide d'étain. Ce précipité est désigné sous le nom de *pourpre de Cassius*; sa couleur est d'autant plus rosée que l'on a employé plus d'hydro-chlorate d'or, et d'autant plus violette qu'il y a plus de sel d'étain; il paraît d'ailleurs que la nuance est plus éclatante lorsque le proto-hydro-chlorate d'étain a été étendu d'un peu d'acide nitrique affaibli. 5°. Le gaz hydrogène et les acides phosphoreux et hypo-phosphoreux, tels qu'ils sont obtenus dans les laboratoires, décomposent également la dissolution d'or.

La potasse, la soude, la baryte, la strontiane et la chaux, versées en petite quantité dans l'hydro-chlorate d'or peu acide, en précipitent un sous-hydro-chlorate jaune, tandis qu'ils en séparent de l'oxide brun si on les emploie en excès et que l'on chauffe la liqueur. Si l'hydro-chlorate est très-acide, il se forme des sels doubles solubles, et il n'y a point de précipité; cependant, suivant Figuier, la potasse précipite cette dissolution à froid au bout d'un certain temps, même lorsqu'elle est très-acide. Les hydro-sulfates y font naître un dépôt chocolat foncé, qui est du sulfure d'or. Le prussiate de potasse (hydro-cyanate) n'occasionne aucun trouble dans cette dissolution. L'ammoniaque en précipite des flocons jaunes rougeâtres lorsqu'on l'emploie en petite quantité; un excès de réactif change cette couleur en jaune serin. Les flocons ainsi obtenus, lavés et séchés à une douce chaleur, constituent l'or fulminant, qui est composé d'oxide d'or et d'ammoniaque. L'*or fulminant* est solide, jaune, insipide, inodore, décomposable par la chaleur, par

les rayons lumineux concentrés au moyen d'une lentille, par un frottement subit et vif; cette décomposition est accompagnée d'une forte détonnation, et il se produit de l'eau, du gaz azote, tandis que l'or passe à l'état métallique. On voit donc que l'oxigène de l'oxide d'or se combine avec l'hydrogène de l'ammoniaque pour former de l'eau; l'azote provenant de la décomposition de l'ammoniaque est mis à nu et l'or revivifié. La détonnation dépend évidemment de la production instantanée de l'eau qui se transforme en vapeur, et de l'azote qui devient gazeux. Le soufre et le gaz acide hydro-sulfurique réduisent l'or fulminant en lui enlevant son oxigène. Il paraît formé, suivant M. Proust, de 73 parties d'or, de 8 parties d'oxigène et de 19 parties d'ammoniaque.

On emploie l'hydro-chlorate d'or dans les arts pour préparer le pourpre de Cassius et l'or métallique très-divisé; on se sert de celui-ci pour dorer la porcelaine, et du pourpre de Cassius pour la colorer en rose ou en violet.

Les préparations d'or, employées autrefois par plusieurs praticiens, étaient bannies depuis long-temps, lorsque M. Chrestien proposa de les introduire de nouveau dans la pratique de la médecine. L'hydro-chlorate et l'oxide d'or ont été administrés comme anti-syphilitiques, et paraissent avoir réussi dans quelques circonstances où les préparations mercurielles avaient échoué; on les emploie ordinairement en frictions sur la langue, à la dose d'un douzième de grain, unis à quelque poudre végétale inerte; administrés à plus forte dose et de la même manière, ils excitent puissamment le système artériel, et donnent lieu à des accidens fâcheux.

Préparation. On met l'or en lames minces dans une dissolution de chlore ou dans l'eau régale, et on fait évaporer la liqueur.

Du Platine.

Le platine se rencontre dans plusieurs parties des Indes occidentales, principalement à Choco, à Barbacoas, à Saint-Domingue, au Brésil, etc. Il est sous la forme de petits grains aplatis, contenant, outre le platine, un très-grand nombre de métaux, du soufre, de la silice, etc.; quelquefois cependant on le trouve sous forme de masses du poids d'une livre ou d'une livre et demie. M. Vauquelin l'a découvert aussi dans la mine d'argent de Guadalcanal en Espagne.

759. Il est solide, très-brillant, d'une couleur presque aussi belle que celle de l'argent, très-ductile et très-malléable; il a beaucoup de tenacité; sa dureté est assez considérable, surtout quand il a été mal préparé et qu'il retient de l'iridium; sa pesanteur spécifique est de 20,98 lorsqu'il n'a pas été forgé. Il est moins bon conducteur du calorique que l'argent, le cuivre, etc.

Il ne peut être *fondu* qu'au moyen du feu alimenté par le gaz oxigène, ou à l'aide du chalumeau de Brooks; dans aucune de ces circonstances il ne s'oxide; d'où il suit que l'*air* et le gaz *oxigène* sont sans action sur lui; il en est de même du gaz *hydrogène*. Le *bore* ne s'unit pas directement avec le platine; mais si l'on fait un mélange de charbon, d'acide borique et de platine très-divisé, épaissi par de l'huile grasse, et qu'on le fasse chauffer fortement dans un creuset brasqué, on obtient du *borure* de platine solide, fragile, insipide, inodore et fusible (Descostils): il est donc évident que l'acide borique cède son oxigène au charbon, qui se transforme en gaz oxide de carbone. Le *charbon* peut aussi se combiner avec le platine, dont il diminue la densité et qu'il rend plus fusible (Descostils). Le *phosphore* s'unit directement au platine à l'aide de la chaleur, et donne un proto-phosphure composé de 100 parties de métal et de 21,21 de phosphore; il est solide, très-dur, d'un

blanc d'acier, plus fusible que le platine, et susceptible de se transformer en acide phosphorique et en platine lorsqu'il est chauffé à l'air ou dans le gaz oxigène. Le *per-phosphure* de platine est d'un gris de fer, avec un léger éclat métallique; il est composé de 100 parties de platine et de 42,85 de phosphore. On l'obtient en décomposant l'hydro-chlorate ammoniaco de platine par les deux tiers de son poids de phosphore. Le *soufre* peut s'unir directement avec ce métal, d'après les expériences de M. E. Davy; il se forme une masse d'un gris bleuâtre qui contient 19,04 sur 100 de soufre. Si l'on fait fondre dans un creuset de platine du sulfure de potasse (foie de soufre), on remarque qu'il se produit, au bout d'un certain temps, une matière noirâtre; si on met le mélange dans l'eau, il se précipite des aiguilles noires, brillantes, que M. Vauquelin regarde comme du sulfure de platine : en effet, lorsqu'on les chauffe à l'air, il se dégage du gaz acide sulfureux, et le platine est mis à nu; la dissolution du sulfure de potasse dans l'eau obtenue par ce moyen contient aussi du platine. Il existe encore deux autres sulfures de platine : l'un contient 28,21 de soufre et l'autre en renferme 38,8. Les *acides simples* n'exercent aucune action sur ce métal. L'*eau régale* le dissout, et agit sur lui comme sur l'or, avec cette différence qu'elle agit très-bien sur ce dernier métal lorsqu'elle ne marque que 10° ou 11° à l'aréomètre, tandis qu'elle n'exerce aucune action sur le platine, à moins d'être à 15° ou 16 : sa dissolution est un hydro-chlorate.

Le platine peut s'allier avec presque tous les métaux. Uni avec dix fois son poids d'*arsenic*, il donne un produit blanchâtre, très-fragile, fusible un peu au-dessus de la chaleur rouge; chauffé avec le contact de l'air, cet alliage se décompose; l'arsenic se volatilise à l'état d'oxide blanc, et le platine reste. Jeannety a mis cette propriété à profit pour extraire le platine de sa mine; mais le métal ainsi

obtenu n'est jamais complètement débarrassé des matières étrangères. Chauffé fortement avec l'*or*, il donne un alliage plus fusible que lui, sans action sur l'air ou sur le gaz oxigène, et attaquable par l'acide nitrique, phénomène d'autant plus extraordinaire, qu'aucun des deux métaux seul n'a d'action sur cet acide. Cet alliage est encore remarquable en ce qu'il a la même couleur que le platine, lors même qu'il est composé d'une partie de ce métal et de 11 parties d'or.

La potasse, la soude ou le nitrate de potasse, fondus dans un creuset de platine l'attaquent, et il se forme une poudre noire qui, mise en contact avec l'acide hydrochlorique, se transforme sur-le-champ en hydro-chlorate de platine et de potasse, ou de soude. La facilité avec laquelle ces substances, le phosphore et le foie de soufre, agissent sur ce métal, diminue singulièrement les avantages que l'on avait cru d'abord retirer des creusets de platine pour les opérations chimiques.

Le platine est employé pour préparer des cornues, des creusets, des capsules, et divers ustensiles de cuisine : il serait à souhaiter qu'on pût l'obtenir avec assez d'économie pour que son usage devînt plus général, car il est le moins fusible et le moins altérable de tous les métaux connus; on commence à s'en servir pour faire des chaudières avec lesquelles on concentre l'acide sulfurique en grand; on est même parvenu, dans ces derniers temps, à l'aide d'un procédé qui reste secret, à souder deux bouts de platine sans addition d'aucun autre métal, ce qui peut devenir d'une très-grande utilité pour réparer les vases de ce métal qui ont été perforés.

Extraction. La mine de platine renferme, 1°. du *platine*, du *rhodium*, du *palladium*, du cuivre, du plomb, du mercure, du fer, du soufre, de l'*osmium*, de l'*iridium*, du chrome et du titane. On la traite par cinq ou six fois son

poids d'un mélange fait avec 3 parties d'acide hydro-chlorique et une partie d'acide nitrique (eau régale); on obtient une dissolution brune-jaunâtre que l'on décante; on fait bouillir la mine à plusieurs reprises avec une nouvelle quantité d'eau régale, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'action : dans cette expérience le soufre est acidifié, la majeure partie des métaux est oxidée, et plusieurs d'entre eux dissous; il reste au fond de la cornue une poudre. La dissolution *A* renferme des sels de platine, de rhodium, de palladium, d'iridium, de cuivre, de plomb, de mercure, de fer, d'un peu d'iridium et d'osmium; elle contient en outre de l'acide sulfurique. Le résidu noir pulvérulent *B* est formé d'iridium, d'osmium, de sable, d'un peu d'alumine, d'oxide de fer, d'oxide de chrome et d'oxide de titane : ces trois derniers sont unis entre eux, et ne se dissolvent pas dans l'eau régale. Enfin, le liquide *C*, condensé dans le récipient, renferme, d'après les expériences de M. Laugier, beaucoup d'acide et une certaine quantité d'*osmium*.

Examen du résidu B. On le chauffe dans une cornue avec deux fois son poids de nitrate de potasse. Lorsque celui-ci est entièrement décomposé, le résidu se trouve formé de potasse, d'acide chromique, d'oxide d'osmium, d'oxide d'iridium, d'oxide de fer et d'oxide de titane, de silice, et d'un peu d'alumine; on le traite par de l'eau tiède, et l'on obtient (1) une dissolution *D*, formée de potasse, d'acide chromique, d'oxide d'osmium, d'un peu d'oxide d'iridium, d'oxide de titane, d'oxide de fer, d'alumine et de silice; et un résidu *R* composé d'oxide de fer, d'oxide de titane, d'oxide d'iridium, et d'un peu de silice.

On verse dans la dissolution *D* assez d'acide nitrique pour saturer la potasse, et l'on en précipite des flocons verts

(1) Une portion d'oxide d'osmium s'est volatilisée et condensée dans le récipient.

qui sont formés par l'oxide d'*iridium*, l'oxide de titane, l'oxide de fer, l'alumine, la silice, et quelquefois par un peu d'oxide de chrome. La liqueur jaune contient du chromate et du nitrate de potasse et de l'oxide d'osmium; on la filtre; on en sature l'excès de potasse par un peu d'acide nitrique et on la distille : par ce moyen, l'oxide d'*osmium* se volatilise avec l'eau, et peut être recueilli dans un récipient entouré de glace; on le mêle avec un peu d'acide hydrochlorique, et on en sépare l'*osmium* au moyen d'une lame de zinc, qui s'empare de l'oxigène de l'oxide d'osmium; on lave le métal et on le fait fondre. Pour obtenir l'*iridium*, on met en contact, pendant plusieurs jours, le résidu *R* avec un excès d'acide hydro-chlorique étendu de la moitié de son poids d'eau, et l'on obtient une liqueur d'un vert foncé *L*, et un résidu bleuâtre *T*. Ce résidu, traité à plusieurs reprises par le nitrate de potasse, finit par se dissoudre entièrement dans l'acide hydro-chlorique froid, ce qui augmente la quantité de liqueur verte *L*. Cette liqueur est composée d'hydro-chlorate de fer, de titane et d'*iridium*. On la fait bouillir pendant long-temps avec de l'acide nitrique; on l'étend de beaucoup d'eau, et on la neutralise par l'ammoniaque; alors on la fait bouillir, et l'on obtient un précipité d'oxide de titane et d'un peu d'oxide de fer; on lave bien le précipité, on rapproche les liqueurs par l'évaporation, et on les traite par une dissolution d'hydro-chlorate d'ammoniaque, qui y forme un précipité noir cristallin d'hydro-chlorate d'ammoniaque et d'iridium, qu'il suffit de laver et de calciner pour en avoir l'*iridium* pur, car l'hydro-chlorate d'ammoniaque se dégage avec l'oxigène et l'acide hydro-chlorique qui étaient combinés avec le métal. La liqueur alors contient de l'hydrochlorate de fer, de titane, et une certaine quantité d'hydro-chlorate d'*iridium* qui n'a pas été entièrement précipité; on l'étend de beaucoup d'eau; on y verse de l'ammo-

niaque, et l'on en sépare sur-le-champ les oxides de fer et de titane; on la filtre, et, par l'évaporation, on obtient l'hydro-chlorate d'ammoniaque et d'iridium, que l'on calcine pour avoir une nouvelle portion d'*iridium*.

La dissolution *A*, contenant le platine, le palladium, le rhodium et plusieurs autres métaux (pag. 668), doit être évaporée et concentrée pour en chasser l'excès d'acide; on l'étend de dix fois son poids d'eau, et l'on y verse un excès de dissolution concentrée d'hydro-chlorate d'ammoniaque : il se produit sur-le-champ un précipité jaune d'hydro-chlorate d'ammoniaque et de platine, que l'on lave et que l'on chauffe jusqu'au rouge, pour en volatiliser le sel ammoniac, l'acide hydro-chlorique et l'oxigène, et l'on obtient le *platine* sous la forme d'une masse spongieuse. Il suffit d'allier cette masse avec $\frac{1}{8}$ d'arsenic, et de la chauffer ensuite graduellement jusqu'au rouge blanc, avec le contact de l'air, pour avoir le platine en lingots; l'arsenic que l'on a employé pour rendre le platine fusible passe à l'état d'oxide et se volatilise.

La dissolution *A*, dont on a séparé le platine, renferme beaucoup de métaux, parmi lesquels se trouve le *palladium* et le *rhodium*, et même une certaine quantité de *platine*. On y plonge des lames de fer, et l'on obtient un précipité noir composé de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, de palladium, d'iridium, de rhodium, d'osmium et de platine: ces cinq derniers métaux paraissent être combinés et oxidés. On la traite à froid par l'acide nitrique, qui dissout du fer, du cuivre, du plomb, du mercure et un peu de palladium; le résidu est mis en contact avec l'acide hydro-chlorique à la température ordinaire, qui dissout beaucoup de fer, du cuivre, un peu de palladium, de platine et de rhodium; on recommence le traitement par l'acide nitrique et par l'acide hydro-chlorique, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'action; le résidu contient la majeure partie du rhodium et

du palladium, du platine, de l'iridium, du chlorure de mercure, du mercure, du chlorure de cuivre, du fer et du cuivre. On le lave, et on le fait dessécher fortement; il se volatilise du mercure, du chlorure de cuivre, du chlorure de mercure, et peut-être un peu d'oxide d'osmium; on le fait chauffer à deux reprises différentes avec de l'eau régale concentrée, qui en dissout la majeure partie : la portion non dissoute contient beaucoup d'*iridium*.

La liqueur obtenue avec l'eau régale qui renferme du platine, du rhodium, du palladium, de l'iridium, du fer et du cuivre, est évaporée jusqu'à consistance de sirop, étendue de dix fois son poids d'eau, et précipitée par une dissolution concentrée d'hydro-chlorate d'ammoniaque afin d'en précipiter du *platine* à l'état d'hydro-chlorate double; on la filtre, et on l'évapore de nouveau presque jusqu'à siccité; on l'étend d'eau, et il se sépare encore une portion du même sel, coloré en rouge-grenade par un peu d'hydro-chlorate d'iridium. Cette liqueur, privée de tout le platine, est rendue acide par un peu d'acide hydro-chlorique; alors on la sature par l'ammoniaque, et l'on voit paraître un précipité cristallin, brillant, d'un beau rose, formé par le sous-hydro-chlorate de *palladium*, qu'il suffit de laver et de calciner pour en extraire le métal.

La dissolution ainsi précipitée, et qui contient encore le rhodium et les autres métaux dont nous avons parlé, est évaporée jusqu'à ce qu'elle puisse cristalliser par le refroidissement; on égoutte les cristaux, et on les traite à plusieurs reprises par l'alcool à 36°, qui dissout les hydro-chlorates de fer, de cuivre et de palladium non séparés, et il reste une poudre rouge qui est de l'hydro-chlorate de rhodium ammoniacal; on le dissout dans une petite quantité d'eau et d'acide hydro-chlorique, pour le séparer d'un peu d'hydro-chlorate d'ammoniaque et de platine qu'il peut contenir; on fait évaporer la dissolution, et on la

chauffe jusqu'au rouge pour en avoir le *rhodium*. Le procédé dont nous venons d'exposer les détails appartient à M. Vauquelin. Il en existe un autre de M. Wollaston, à l'aide duquel on peut aussi se procurer très-bien ces divers métaux : il diffère beaucoup du précédent. (Voy. *Ann. de Chimie.*)

La liqueur *C* condensée dans le récipient renferme beaucoup d'acide et de l'oxide d'osmium; on sature l'acide par un lait de chaux, et on soumet le mélange à la distillation : l'oxide d'*osmium* se volatilise. (M. Laugier.)

Des Oxides de platine.

760. MM. Chenevix et Berzelius admettent deux oxides de platine : suivant ce dernier chimiste, le protoxide est noir et composé de 100 parties de platine et de 8,287 d'oxigène, tandis que le deutoxide est jaune-orangé, et composé de 100 parties de métal et de 16,38 d'oxigène. On a fort peu étudié ces produits.

Préparation. Le *protoxide* et le *deutoxide de platine* peuvent être obtenus, d'après M. Berzelius, le premier en traitant le sous-hydro-chlorate de protoxide de platine par un grand excès de potasse ou de soude, et le deutoxide, en décomposant le deuto-sulfate de platine par le sous-carbonate de potasse, et en ne recueillant que le premier précipité, car celui qui se forme en dernier lieu est un sulfate à base de potasse et de platine.

Des Sels formés par le deutoxide de platine.

On ne connaît guère que l'hydro-chlorate de platine, et les sels doubles qu'il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Cependant on sait qu'il existe un *sulfate de platine* jaune-orangé, et un *nitrate* de la même couleur, très-soluble dans l'eau et très-acide.

761. *Hydro-chlorate de platine.* Il est le produit de l'art;

n peut l'obtenir en cristaux bruns; mais le plus ordinai-
ement il est sous la forme d'un liquide jaune lorsqu'il est
faibli, et brun quand il est concentré; il est rouge s'il
ontient de l'hydro-chlorate d'iridium; sa saveur est styp-
que et désagréable; il rougit l'*infusum* de tournesol; il
tire l'humidité de l'air, et se dissout très-bien dans l'eau.
hauffé dans des vaisseaux fermés, il se décompose, et
ournit du chlore et du gaz acide hydro-chlorique; le métal
st mis à nu. L'*hydro-cyanate de potasse et de fer* (prus-
ate) et le sulfate de protoxide de fer ne troublent point
dissolution. L'hydro-chlorate de protoxide d'étain lui
onne une couleur rouge, et y fait naître un précipité d'un
ouge foncé, lors même que les dissolutions sont très-éten-
ues; le deuto-hydro-chlorate d'étain ne l'altère en aucune
anière. Les *hydro-sulfates* la précipitent en noir; on ignore
uelle est la nature du dépôt. L'*infusion de noix de galle*
occasionne un précipité d'un vert foncé, qui devient plus
air par son exposition à l'air. La soude et les sels de soude
e la troublent point, mais forment avec elle un hydro-
hlorate double, soluble dans l'eau. La potasse, les sels de
otasse (excepté le prussiate), l'ammoniaque et les sels
mmoniacaux la précipitent en jaune-serin, pourvu que les
issolutions ne soient pas très-affaiblies; le précipité est
n sel double de platine et de potasse ou d'ammoniaque.
'hydro-chlorate de platine est souvent employé comme
éactif pour distinguer la soude et les sels de soude de la po-
asse et des sels de potasse.

Préparation. On l'obtient en dissolvant dans l'eau ré-
ale le platine purifié.

762. *Hydro-chlorate de platine et de soude.* Il est le
roduit de l'art; il cristallise en prismes aplatis, souvent
ès-longs, d'une couleur jaune orangée, et quelquefois
ouge. Il est très-soluble dans l'eau; l'ammoniaque le
écompose, et y fait naître un précipité jaune-serin d'hy-

dro-chlorate de platine et d'ammoniaque. Il est sans usages.

763. *Hydro-chlorate de platine et de potasse.* Il est le produit de l'art, d'un jaune serin, peu soluble dans l'eau, décomposable au feu et sans usages.

764. *Hydro-chlorate de platine et d'ammoniaque.* Comme le précédent, il est d'un jaune serin; on peut l'obtenir cristallisé, et alors il est rougeâtre; chauffé dans un creuset, il se décompose; l'hydro-chlorate d'ammoniaque se dégage; on obtient du chlore et de l'eau qui se volatilisent, et il reste du platine sous la forme d'une masse poreuse que l'on appelle *mousse,* et qu'il suffit de frotter sur un corps dur pour rendre brillant; si on la fait rougir à plusieurs reprises, et qu'on la comprime à l'aide d'un balancier, on obtient le platine en lames.

Du Palladium.

Le palladium se trouve, 1°. dans la mine de platine, où il est combiné avec une multitude d'autres métaux; 2°. uni à une petite quantité d'iridium, sous la forme de petites fibres divergentes, dans les mines de platine du Brésil, qui accompagne l'or natif en grains.

765. Le palladium est solide, d'une couleur semblable à celle du platine, excepté qu'elle est d'un blanc plus mat; il est malléable et ductile; sa pesanteur spécifique est de 12, suivant M. Vauquelin. Il ne peut être *fondu* que par un excellent feu de forge, ou par le moyen du gaz oxigène: alors il entre en ébullition, se volatilise et paraît absorber une certaine quantité de gaz oxigène; du moins il se produit des aigrettes lumineuses très-éclatantes (Vauquelin). Il peut se combiner avec le *soufre* à l'aide de la chaleur; le sulfure est plus blanc et moins ductile que le métal; il est formé, suivant M. Berzelius, de 100 parties de palladium et de 28,15 de soufre. M. Vauquelin dit que ce sulfure est d'un blanc bleuâtre très-dur, facilement fusible,

décomposable à l'air, à une température élevée, en acide sulfureux et en palladium; il le croit formé de 100 parties de métal et de 24 parties de soufre. L'acide *sulfurique* bouilli avec du palladium l'oxide, le dissout en partie, et acquiert une couleur bleue. L'acide nitrique, et surtout l'acide nitreux, l'attaquent aussi à l'aide de la chaleur, lui cèdent une portion de leur oxigène et donnent des dissolutions rouges. L'acide hydro-chlorique le dissout également à la chaleur de l'ébullition, et devient d'un beau rouge. Le véritable dissolvant du palladium est l'eau régale, qui le transforme en hydro-chlorate. (Voy. *Or.*)

Il peut s'unir à la potasse ou à la soude par la fusion. Mis en contact avec l'ammoniaque liquide pendant quelques jours il s'oxide, et la liqueur prend une teinte bleuâtre. Il peut s'allier avec un très-grand nombre de métaux; il a la faculté, comme le platine, de faire disparaître la couleur de l'or; l'alliage de ces deux métaux est très-dur et a la couleur du platine; on s'en est servi pour graduer l'instrument circulaire de l'observatoire de Greenwich, construit par M. Troughton : du reste, le palladium est sans usages.

Extraction. (Voy. *Platine.*)

De l'Oxide de palladium.

766. Cet oxide, séparé de l'hydro-chlorate par un alcali, est rouge-brun, suivant M. Vauquelin; il est soluble dans l'acide hydro-chlorique, décomposable par la chaleur, et formé, d'après M. Berzelius, de 100 parties de palladium et de 14,209 d'oxigène. Suivant M. Vauquelin, il perd 20 pour 100 et devient métallique lorsqu'on le chauffe. On l'obtient en décomposant l'hydro-chlorate de palladium par la potasse ou par la soude.

Des Sels de palladium.

Les sels de palladium sont précipités par le sulfate de protoxide de fer; le palladium est mis à nu. Les hydro-sulfates solubles et l'acide hydro-sulfurique y font naître un précipité brun foncé qui paraît être du sulfure de palladium. L'hydro-chlorate de protoxide d'étain y occasionne sur-le-champ un précipité noir. L'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate) y fait naître un précipité olive. Le sulfate, le nitrate et l'hydro-chlorate de potasse les précipitent en orangé plus ou moins foncé. Tous les métaux, excepté l'or, l'argent, le platine, le rhodium, l'iridium et l'osmium, en précipitent le palladium à l'état métallique. On n'a guère étudié que l'hydro-chlorate de palladium.

767. *Hydro-chlorate neutre de palladium.* Il est fauve, peu soluble dans l'eau; il colore cependant ce liquide en jaune; il se dissout très-bien dans un excès d'acide hydro-chlorique, et alors il devient d'un rouge brun. On l'obtient en chauffant l'hydro-chlorate acide.

768. *Hydro-chlorate acide de palladium.* Il est d'un rouge brun; il ne cristallise pas régulièrement; évaporé, il perd l'excès d'acide et passe à l'état d'hydro-chlorate neutre. Il n'est point précipité par la dissolution étendue d'hydro-chlorate d'ammoniaque; mais si les liqueurs sont concentrées il se produit une grande quantité d'aiguilles cristallines d'un jaune verdâtre, qui sont de l'*hydro-chlorate ammoniaco de palladium.* La potasse, chauffée avec l'hydro-chlorate acide de palladium, en précipite tout l'oxide à l'état d'hydrate et sous la forme de flocons d'un rouge brun, qui, par la dessiccation, perdent leur volume et acquièrent une couleur noire très-brillante; d'où il suit qu'il est impossible de faire par ce moyen un sel double de palladium et de potasse. Il faut pour obtenir ce sel, suivant M. Wol-

laston, verser de l'hydro-chlorate de potasse dans l'hydro-chlorate acide de palladium. On prépare l'*hydro-chlorate acide de palladium* en dissolvant le métal dans l'eau régale.

Hydro-chlorate ammoniaco de palladium acide. Il cristallise en prismes quadrilatères ou hexagones, allongés, d'un jaune verdâtre, et solubles dans l'eau. Lorsqu'on sature l'excès d'acide de cette dissolution par quelques gouttes d'ammoniaque, on obtient du *sous-hydro-chlorate ammoniaco de palladium* qui se précipite en une masse d'un très-beau *rose,* formée d'aiguilles très-déliées, flexibles, très-brillantes et très-douces au toucher. Chauffé fortement à un feu de forge, ce sous-sel se décompose, donne des vapeurs d'hydro-chlorate d'ammoniaque, du chlore et du palladium qui reste. Il est tellement peu soluble, qu'après avoir été plusieurs heures en contact avec l'eau, il lui communique à peine une teinte jaune; il se dissout dans l'acide hydro-chlorique à l'aide de la chaleur, et donne une liqueur d'un brun jaunâtre.

Hydro-chlorate de potasse et de palladium. Il cristallise en prismes tétraèdres qui paraissent d'un vert clair lorsqu'on les regarde transversalement, et qui sont rouges dans le sens de la direction de leur axe; il se dissout dans l'eau et donne un liquide rouge qui devient rose par l'addition d'une plus grande quantité d'eau; l'ammoniaque le décompose et en précipite du sous-hydro-chlorate ammoniaco de palladium d'un très-beau rose. Il est insoluble dans l'alcool (Vauquelin).

Hydro-chlorate de soude et de palladium. Il est rouge, déliquescent et très-soluble dans l'alcool. Aucun de ces sels n'est employé.

Du Rhodium.

Le rhodium n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine. Il a une couleur blanche peu différente de celle du palladium; il est fragile et plus difficile à fondre

qu'aucun autre métal; sa pesanteur spécifique paraît être de 11 environ. Il n'exerce aucune action sur le gaz oxigène ni sur l'air. On peut obtenir un sulfure de rhodium en faisant chauffer du soufre et de l'hydro-chlorate ammoniaco de rhodium; ce sulfure est d'un blanc bleuâtre, fusible et décomposable, à une température élevée, par l'air ou par le gaz oxigène; les produits de cette décomposition sont du gaz acide sulfureux et du rhodium; il est formé, suivant M. Vauquelin, de 74 parties de rhodium et de 26 de soufre. Il est insoluble dans les acides, sans en excepter l'*eau régale :* or, comme le rhodium qui se trouve dans la mine de platine est dissous par l'eau régale, il faut admettre que sa dissolution est due à ce qu'il est allié à d'autres métaux. (Vauquelin). Il peut s'unir avec un très-grand nombre de substances métalliques; lorsqu'il est allié à trois parties de bismuth, de cuivre ou de plomb, il se dissout à merveille dans l'eau régale. Il n'a point d'usages.

Extraction. (Voy. *Platine.*)

Des Oxides de rhodium.

On connaît à peine les divers oxides de rhodium. M. Berzelius en admet trois, composés comme il suit :

	métal.		oxigène
Protoxide.....	100	+	6,71
Deutoxide.....	100	+	13,42
Peroxide.....	100	+	20,13

Des Sels de rhodium.

Hydro-chlorate de rhodium. Suivant M. Henry, ce sel est rose, soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Hydro-chlorate ammoniaco de rhodium. Il est grenu, cristallin, très-brillant et très-soluble dans l'eau froide; le *solutum* a une couleur rouge pourpre semblable à celle de la cochenille ou du jus de groseille récent; traité par la po-

tasse, il est décomposé; il se dégage de l'ammoniaque, et il se forme un précipité rose de sous-hydro-chlorate de rhodium et de potasse, soluble à l'aide de la chaleur dans un excès d'alcali. Si l'on fait chauffer l'hydro-chlorate ammoniaco de rhodium, il se dégage de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, du chlore, et l'on obtient le métal; si, au lieu de le chauffer seul, on l'unit avec le soufre, il se produit du *sulfure de rhodium*.

Hydro-chlorate de rhodium et de potasse en excès. Il est sous la forme de cristaux d'un jaune fauve, solubles dans l'eau; lorsqu'on en sature l'excès de potasse par l'acide hydro-chlorique, il se produit un précipité blanc-jaunâtre, peu soluble, qui est de l'hydro-chlorate de rhodium et de potasse neutre (Vauquelin).

Suivant M. Henry, les sels de rhodium ne sont point précipités par l'hydro-chlorate ni par l'hydro-sulfate d'ammoniaque, par l'hydro-cyanate de potasse ni par les carbonates alcalins. Les alcalis en séparent, au contraire, un oxide jaune, soluble dans plusieurs acides. Aucun de ces sels n'est employé.

De l'Iridium.

Ce métal n'a été trouvé jusqu'à présent que dans la mine de platine. Il est solide, blanc-grisâtre, légèrement ductile, dur, d'une pesanteur spécifique inconnue.

Il est encore moins fusible que le platine; on ne peut pas le combiner directement avec le soufre; il existe cependant un sulfure d'iridium sous forme de poudre noire agglutinée, que l'on obtient en faisant chauffer le soufre avec l'hydro-chlorate ammoniaco d'iridium. Les acides simples sont sans action sur ce métal. Il n'est que très-difficilement attaqué par l'eau régale. Il décompose le nitrate de potasse à une température élevée, s'oxide et donne une poudre noire formée de potasse et d'oxide d'iridium. Chauffé

avec le contact de l'air et de la potasse, il s'oxide également, se combine avec l'alcali et lui communique une couleur noire; la masse qui en résulte, mise dans l'eau, s'y dissout en partie; le *solutum* est bleu et contient du protoxide d'iridium; quelquefois aussi il est purpurin : il contient alors un peu de deutoxide. Il peut s'unir avec le plomb, le cuivre, l'étain, etc., et donner des alliages. L'iridium n'a point d'usages.

Extraction. (Voy. *Platine.*)

Des Oxides d'iridium.

M. Vauquelin croit devoir admettre deux oxides d'iridium, le *protoxide,* qui forme avec les acides des sels bleus, tandis que le *deutoxide* donne des dissolutions rouges.

Des Sels formés par le protoxide d'iridium.

Ces sels ne sont jamais simples, d'après M. Vauquelin; ils contiennent toujours un excès d'alcali; ils sont tous solubles dans l'eau; ils ont une couleur bleue; lorsqu'on les fait bouillir pendant long-temps ils deviennent verts, violets, purpurins, et enfin d'un rouge jaunâtre. Les alcalis ne les précipitent pas lorsqu'ils sont purs. Le chlore les fait passer au rouge pourpre; mais en exposant le mélange à l'air, la couleur bleue reparaît. Mêlés avec le sulfate d'alumine et un excès d'ammoniaque, ils sont décomposés, et l'on obtient un précipité d'un bleu légèrement violet, dans lequel se trouve tout le protoxide d'iridium. M. Vauquelin, à qui nous devons les faits que nous venons d'exposer, soupçonne, d'après cette expérience, que l'iridium est le principe colorant du saphir oriental (télésie bleue).

Des Sels formés par le deutoxide d'iridium.

Hydro-chlorate d'iridium. Il est rouge lorsqu'il est concentré. L'ammoniaque le transforme en un sel double,

d'une couleur pourpre si foncée, qu'il ressemble à du charbon; uni à 50 parties de *solutum* d'hydro-chlorate de platine, il le colore tellement que si l'on précipite le mélange par une dissolution d'hydro-chlorate d'ammoniaque, on obtient un précipité d'un rouge briqueté, tandis qu'il est jaune-citron lorsqu'on agit sur le sel de platine seul. (*Voy.* § 761.)

Hydro-chlorate d'ammoniaque et d'iridium. Il peut être obtenu cristallisé; soumis à l'action du feu, il se décompose et laisse l'iridium; il exige 20 parties d'eau à 14° thermomètre centigrade pour se dissoudre. Le *solutum* a une couleur orangée tellement intense, qu'il suffit, suivant M. Vauquelin, d'une partie de ce sel pour colorer quarante mille parties d'eau; l'ammoniaque le décolore sans le précipiter; le sulfate de protoxide de fer, l'acide hydrosulfurique, le fer, le zinc et l'étain métalliques le rendent blanc dans le même instant; le chlore, au contraire, fait reparaître la couleur primitive.

Hydro-chlorate de potasse et d'iridium. Lorsqu'on mêle l'hydro-chlorate de potasse avec de l'hydro-chlorate d'iridium, on obtient un sel que l'on peut faire cristalliser en octaèdres d'une couleur pourpre si intense qu'ils paraissent noirs. Il est peu soluble dans l'eau; il décrépite au feu, se décompose, et donne pour résidu de l'iridium et de l'hydro-chlorate de potasse (Vauquelin). Aucun de ces sels n'est employé.

TABLEAU *de la couleur des oxides métalliques secs ou hydratés, et de leur solubilité dans la potasse, la soude ou l'ammoniaque.*

NOMS. DES OXIDES.	COULEUR de L'OXIDE SEC.	COULEUR de L'OXIDE HYDRATÉ.	SOLUBILITÉ des hydrates dans la potasse ou dans la soude à froid.	SOLUBILITÉ des hydrates dans l'ammoniaque à froid.
1re CLASSE.				
Oxide de silicium	blanc	blanc	soluble	insoluble.
de zirconium	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
d'aluminium	*idem*	*idem*	soluble	peu soluble.
d'yttrium	*idem*	*idem*	insoluble	insoluble.
de glucinium	*idem*	*idem*	soluble	*idem.*
de magnésium	*idem*	*idem*	insoluble	*idem.*
2e CLASSE.				
Oxide de calcium	blanc grisâtre	blanc	insoluble	insoluble.
de strontium	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
Protoxide de barium	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
Deutoxide de barium	gris verdâtre	n'existe pas	*idem*	*idem.*
Protoxide de potassium.	gris bleuâtre	*idem*	*idem*	*idem.*
Deutoxide de potassium.	blanc	blanc	*idem*	*idem.*
Tritoxide de potassium.	jaune verdâtre	n'existe pas	*idem*	*idem.*
Protoxide de sodium	blanc gris	*idem*	*idem*	*idem.*
Deutoxide de sodium	blanc	blanc	*idem*	*idem.*
Tritoxide de sodium	jaune verdâtre	n'existe pas	*idem*	*idem.*
3e CLASSE.				
Protoxide de manganèse.	vert	blanc	insoluble	soluble.
Deutoxide de manganèse.	noir		*idem.*	
Tritoxide de manganèse	noir		*idem.*	
Oxide de zinc	blanc	blanc	très-soluble	très-soluble.
Protoxide de fer	couleur ignorée.	*idem*	peu-soluble	peu soluble.
Deutoxide de fer	noir	vert foncé	*idem*	*idem.*
Tritoxide de fer	rouge	jaune rougeâtre.	insoluble	insoluble.
Protoxide d'étain	gris noirâtre	blanc	soluble	*idem.*
Deutoxide d'étain	blanc	*idem*	très-soluble	soluble.
4e CLASSE.				
Oxide d'arsenic	blanc		très soluble	très-soluble.
de molybdène	bleu		insoluble	insoluble.
de chrome	vert	vert	*idem*	*idem.*
de tungstène	bleu		*idem*	*idem.*
Protoxide d'antimoine	blanc	blanc	très-soluble	soluble.
Deutoxide d'antimoine	*idem*	*idem*	*idem*	*idem.*
Oxide de tellure	*idem*	*idem*	soluble	*idem.*
Protoxide d'urane	gris noir		insoluble	insoluble.
Deutoxide d'urane	jaune citron	jaune pâle	*idem*	*idem.*
Protoxide de cérium	blanc	blanc	*idem*	*idem.*
Deutoxide de cérium	brun rouge		*idem*	*idem.*
Protoxide de cobalt	gris noirâtre	rose	*idem*	soluble.
Deutoxide de cobalt	noir		*idem.*	
Oxide de titane	blanc	blanc	très-soluble.	
Oxide de bismuth	blanc jaunâtre	*idem*	insoluble	insoluble.
Protoxide de plomb	jaune	*idem*	très-soluble	*idem.*
Deutoxide de plomb	rouge		insoluble	*idem.*
Tritoxide de plomb	puce		*idem*	*idem.*
Protoxide de cuivre	rouge	orangé jaunâtre.	*idem*	très-soluble.
Deutoxide de cuivre	noir	bleu	*idem*	*idem.*
5e CLASSE.				
Protoxide de nickel	gris de cendre n.	vert blanchâtre.	peu soluble	soluble.
Deutoxide de nickel	noir		insoluble.	
Protoxide de mercure	couleur ignorée.		*idem.*	
Deutoxide de mercure	rouge jaunâtre	jaune serin	peu soluble	soluble.
Oxide d'osmium	blanc		soluble	*idem.*
6e CLASSE.				
Oxide d'argent	olive foncé	olive foncé	insoluble	très-soluble.
d'or		brun	*idem*	soluble.
Protoxide de platine	noir	noir	*idem.*	
Deutoxide de platine	*idem*	jaune orangé	*idem*	soluble.

TABLEAU *des Précipités formés par les alcalis, l'acide hydro-sulfurique et les hydro-sulfates, dans les dissolutions salines des quatre dernières classes.*

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par la potasse et la soude.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'acide hydro-sulfurique.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par les hydro-sulfates solubles.
Sels de manganèse au minimum.	précipité blanc.	point de précipité.	précipité blanc.
— de zinc	*idem*	précipité blanc	*idem.*
— de protoxide de fer	*idem*	point de précipité.	noir.
— de deutoxide de fer	vert foncé	*idem*	*idem.*
— de tritoxide de fer	rouge-jaunâtre.	précipité de soufre.	*idem*
— de protoxide d'étain	blanc	précipité chocolat	chocolat.
— de deutoxide d'étain	*idem*	précipité jaune	jaune.
— d'arsenic		jaune	*idem.*
— de molybdène			brun rougeâtre.
— de chrome	vert		vert.
— de tungstène.			
— de columbium			chocolat.
— de protoxide d'antimoine	blanc	orangé	orangé-rougeâtre.
— de deutoxide d'antimoine	*idem*	*idem*	*idem.*
— de tellure	*idem*	brun-foncé	brun foncé.
— de deutoxide d'urane	jaune		brun.
— de protoxide de cérium	blanc	point de précipité.	
— de deutoxide de cérium		*idem*	brun.
— de cobalt	bleu	*idem*	*idem.*
— de titane	blanc	*idem*	noir.
— de bismuth	*idem*	noirâtre	noir.
— de plomb	*idem*	*idem*	noir.
— de protoxide de cuivre	jaune orangé	brun-foncé	*idem.*
— de deutoxide de cuivre	bleu	*idem*	*idem.*
— de nickel	vert	point de précipité	*idem.*
— de protoxide de mercure	noirâtre	noir.	
— de deutoxide de mercure	jaune-serin	*idem*	noir.
— d'osmium.			
— d'argent	olive foncé	noir	noir.
— d'or	brun	*idem*	*idem.*
— de platine	jaune (la soude ne le préc. pas).	*idem*	*idem.*
— de palladium			*idem.*
— de rhodium	rose	point de précipité.	point de précipité(1).
— de protoxide d'iridium	point de précip		

(1) Il faut ajouter à ce que nous venons de dire, 1°. que l'acide hydro-sulfurique ne précipite aucun des sels des deux premières classes; 2°. que les hydro sulfates en précipitent seulement deux, savoir, ceux d'*alumine* et de *zircone* : le précipité est blanc; 3°. que l'ammoniaque agit sur les sels qui composent ce tableau comme la potasse, excepté qu'elle précipite en blanc ceux qui sont formés par le deutoxide de mercure; 4°. enfin que tous les sels de la première classe sont précipités en blanc par la potasse, la soude ou l'ammoniaque.

La plus légère attention suffit pour voir qu'il existe un certain nombre de dissolutions métalliques des quatre dernières classes qui sont précipitées par les hydro-sulfates, et qui ne sont pas troublées par l'acide hydro-sulfurique; cependant on ne saurait énoncer ce fait d'une manière générale sans induire en erreur. M. Gay-Lussac a prouvé que l'acide hydro-sulfurique seul ne précipite pas les dissolutions métalliques ci-dessus mentionnées lorsqu'elles sont formées par un acide fort, tel que l'acide sulfurique, nitrique, etc ; mais qu'il n'en est aucune qui ne soit précipitée par ce réactif lorsque l'acide qui la compose est faible : ainsi, les acétates, les tartrates, et les oxalates de fer et de manganèse sont partiellement décomposés et précipités par l'acide hydro-sulfurique Ce savant a encore démontré que les dissolutions salines non précipitables par ce réactif, le deviennent lorsqu'on les mêle avec de l'acétate de potasse, qui les décompose et les transforme en acétates.

TABLEAU *des Précipités formés par l'hydrogène per-phosphoré, l'hydro-cyanate de potasse et de fer (prussiate), et l'*infusum *de noix de galle, dans les dissolutions salines des quatre dernières classes.*

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'hydrogène per-phosphoré.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'hydro-cyanate de potasse et de fer.	PRÉCIPITÉS FORMÉS par l'*infusum* de noix de galle.
Sels de manganèse	point de précipité.	blanc	point de précipité
— de zinc	*idem*	blanc	*idem.*
— de protoxide de fer		blanc, qui bleuit à l'air	point de préci. (1).
— de deutoxide de fer		bleu clair	violet foncé.
— de tritoxide de fer	point de précipité.	bleu très-foncé	violet presque noir.
— de protoxide d'étain		blanc	jaunâtre.
— de deutoxide d'étain		blanc	*idem.*
— d'arsenic		blanc	leger trouble.
— de molybdène		brun	brun foncé.
— de chrome		vert	brun.
— de tungstène.			
— de columbium		olive	orangé.
— de protoxide d'antimoine		blanc	blanc jaunâtre.
— de deutoxide d'antimoine		blanc	blanc jaunâtre.
— de tellure		point de précipité.	jaune.
— de deutoxide d'urane		rouge de sang	chocolat.
— de protoxide de cérium		blanc	jaunâtre.
— de deutoxide de cérium		blanc	jaunâtre.
— de cobalt		vert d'herbe	blanc jaunâtre.
— de titane		rouge de sang	rouge de sang.
— de bismuth		blanc	orangé.
— de plomb	blanc pulvérulent.	blanc	blanc.
— de protoxide de cuivre		blanc	olive.
— de deutoxide de cuivre	brun foncé	cramoisi	brun.
— de nickel		vert pomme	blanc verdâtre.
— de protoxide de mercure		blanc, qui passe au jaune	jaune orangé.
— de deutoxide de mercure	brun foncé	blanc, *idem*	jaune orange.
— d'osmium			pourpre, devenant bleu.
— d'argent	noir floconneux	blanc; il bleuit à l'air	jaune brunâtre.
— d'or	pourpre foncé	point de précipité.	brun.
— de platine	flocons jaunes	point de précipité.	vert foncé.
— de palladium		olive.	
— de rhodium	point de précipité.	point de précipité.	
— d'iridium.			

(1) Le précipité ne tarde cependant pas à avoir lieu si la dissolution est en contact avec l'air.

TABLEAU *des principaux Sels qui se décomposent mutuellement, et qui par conséquent ne peuvent point exister ensemble dans une liqueur.*

NOMS des DISSOLUTIONS SALINES.	SELS avec lesquels elles ne peuvent pas exister.
Sous-carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque. . . .	Aucun des sels solubles de la première et des quatre dernières classes. Les sels de baryte, de strontiane et de chaux.
Sulfates solubles.	Les sels solubles de baryte, de strontiane, de chaux (1), de bismuth, d'antimoine, de plomb, le proto-nitrate de mercure.
Phosphates et borates solubles.	Les sels solubles de chaux, de baryte, de strontiane, de magnésie, d'alumine, et des oxides des quatre dernières classes.
Hydro-sulfates solubles. . . .	Les sels d'alumine, de zircone, et des oxides des quatre dernières classes.
Hydro-chlorates solubles. . . .	Les sels solubles d'argent, de protoxide de mercure, de plomb.
Hydriodates solubles.	Les sels solubles d'argent, de mercure, de plomb (2).

(1) Excepté le sulfate de chaux.

(2) Si les dissolutions salines dont nous parlons étaient très-étendues d'eau, il pourrait se faire que quelques-unes d'entre elles ne fussent point décomposées; on pourrait alors les trouver ensemble dans une liqueur; mais leur décomposition aurait constamment lieu en les faisant évaporer pendant quelque temps.

TABLEAU *des Sels de diverse nature qui se déposent pendant l'évaporation d'un mélange de deux dissolutions salines* (*Voyez*, § 197, *Action des sels solubles les uns sur les autres.*) Extrait de l'ouvrage de M. Thenard.

SELS. MÊLÉS.	PROPORTIONS.	PRÉCIPITÉ.	ÉVAPORATION (1). SELS provenant de la première.	SELS provenant de la seconde.	EAU MÈRE.
Nitrate de chaux. Sulfate de potasse.	1 1	Sulfate de chaux.	Nitrate de potasse. Sulfate de chaux.	Un peu de sulfate de potasse.	En petite quantité.
Idem.	1 2	*Idem.*	Sulfate de potasse. Sulfate de chaux.	Nitrate de potasse. Sulfate de potasse. Sulfate de chaux.	En très-petite quantité.
Idem.	2 1	*Idem.*	Sulfate de chaux. Nitrate de potasse.	Nitrate de potasse. Très-peu de sulfate de chaux.	Abondante (2).
Sulfate de soude. Nitrate de chaux.	1 1	*Idem.*	Nitrate de soude.	Nitrate de soude.	Abondante (3).

(1) Après avoir soumis la dissolution à l'action du feu pendant un certain temps, on la laisse refroidir, afin d'en obtenir des cristaux; puis on décante la liqueur surnageante, qu'on soumet de nouveau à l'action du feu, etc.; il en résulte donc des évaporations successives : ce sont ces évaporations qui sont désignées sous le nom d'*évaporations première, seconde,* etc.

(2) Composée de nitrate de chaux et de nitrate de potasse.

(3) Composée vraisemblablement de sulfate et de nitrate de soude.

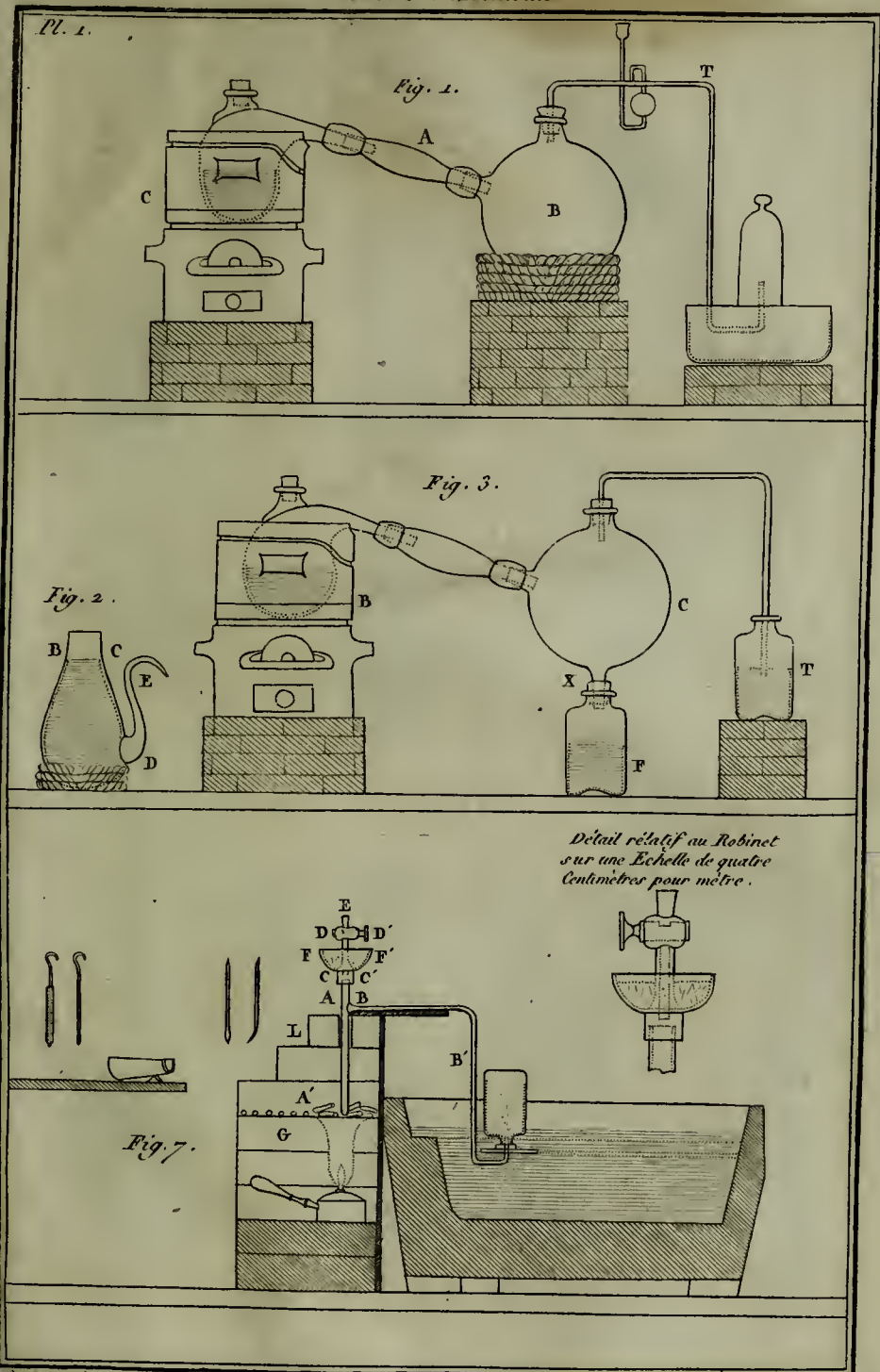
TABLEAU *des Sels doubles formés par les sels à base d'ammoniaque, de potasse ou de soude, et par un autre sel du même genre.*

Sels ammoniacaux.	Tous les sels de magnésie. Les sels solubles de manganèse. de zinc. de cobalt. de cuivre. de nickel. de deutoxide de mercure. de platine. de rhodium. de palladium.	Peu solubles.
Sels de potasse....	Les sels solubles de nickel. de palladium. de rhodium. de platine. d'or.	Peu solubles.
Sels de soude.....	Les mêmes que ceux qui s'unissent aux sels de potasse.	Très-solubles.

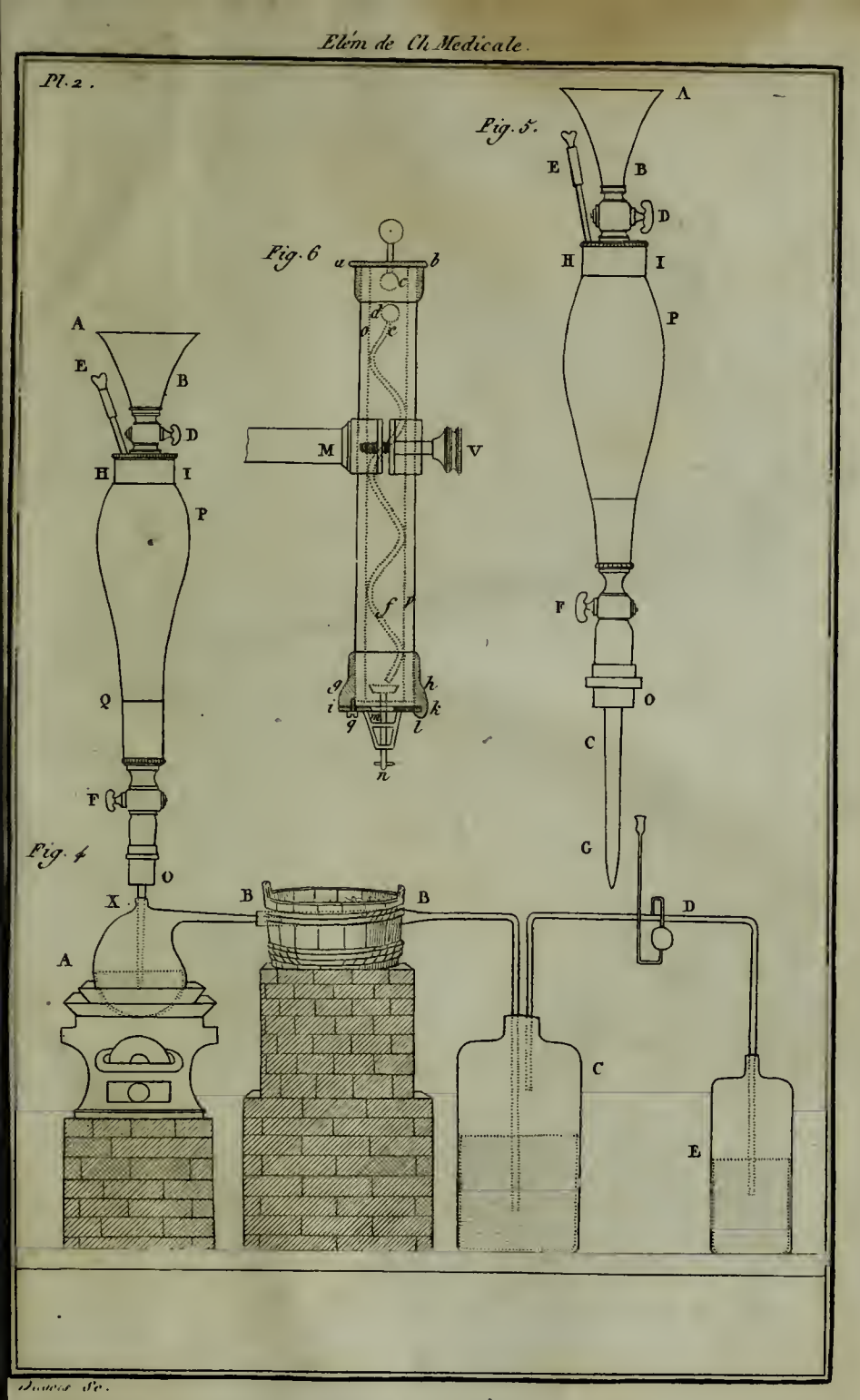
Tableau de quelques autres sels doubles.

Les sulfates.....	d'alumine et d'ammoniaque. d'alumine et de potasse.	Alun.
	de potasse et d'ammoniaque. de potasse et de magnésie. de potasse et de fer. de potasse et de cérium. de soude et d'ammoniaque. de soude et de magnésie. de nickel et de fer. de zinc et de fer. de zinc et de cobalt.	
Les hydro-chlorates.	de deutoxide de mercure et de soude. d'ammoniaque et de fer. d'ammoniaque et de plomb. d'étain et de plomb.	
Les phosphates....	de soude et d'ammoniaque. d'ammoniaque et de fer. de chaux et d'antimoine.	
Les hydro-phtorates...	de potasse et de silice. d'alumine et de soude.	

FIN DE LA PREMIÈRE PARTIE.


Pl. 1.
Fig. 1.
A
B
C
T
Fig. 2.
B
C
E
D
Fig. 3.
B
C
X
F
T
Détail rélatif au Robinet sur une Echelle de quatre Centimètres pour mètre.
E
D
D'
F
F'
C
C'
A
B
L
B'
A'
G
Fig. 7.

Dubois Sc.



Dumas Sc.